रसायन-विज्ञान

भाग 1

उच्चतर माध्यमिक स्कूलों के लिए पाठ्यपुस्तक

टी० आर० शेषाद्रि
प्रोफेसर एमेरिटस
रसायन-विज्ञान विभाग
दिल्ली विश्वविद्यालय
दिल्ली

बलभद्र प्रसाद
(भूतपूर्व उपकुलपति)
इलाहाबाद विश्वविद्यालय
साइंस कालेज
पटना

बी० डी० जैन
प्रोफेसर, रसायन-विज्ञान विभाग
दिल्ली विश्वविद्यालय
दिल्ली

एन० व्ही० सुब्बा राव
प्रोफेसर, रसायन-विज्ञान
और विभागाध्यक्ष
उस्मानिया विश्वविद्यालय
हैदराबाद

रसायन-विज्ञान

भाग 1

उच्चतर माध्यमिक स्कूलों के लिए पाठ्यपुस्तक

राष्ट्रीय शैक्षिक अनुसंधान और प्रशिक्षण परिषद्

अप्रैल 1974 : चैत्र 1896

P. D. 10 T.

मूल्य : रु० 3.00

प्रकाशन विभाग में श्रीमती अंजनी दयानन्द, सचिव, राष्ट्रीय शैक्षिक अनुसंधान और प्रशिक्षण परिषद्, राष्ट्रीय शिक्षा संस्थान भवन, श्री अरविन्द मार्ग, नई दिल्ली 16 द्वारा प्रकाशित तथा कैक्स्टन प्रेस, रानी झांसी रोड, नई दिल्ली में मुद्रित।

प्रस्तावना

विद्यार्थियो को सही तरह से विज्ञान पढ़ाने के लिए और उनमें विज्ञान के प्रति रुचि उत्पन्न करने के लिए एक अच्छे अध्यापक के बाद एक अच्छी पाठ्यपुस्तक की ही सबसे ज्यादा जरूरत होती है। पाठ्य-पुस्तक को न केवल पठनीय और सुबोध होना चाहिए ताकि वह विद्यार्थी को ज्ञात से अज्ञात की ओर ले जाए, बल्कि उसे स्थानीय जरूरतो और परम्पराओ के अनुकूल पाठ्यचर्या की आवश्यकता की भी पूर्ति करने वाला होना चाहिए।

रसायन-विज्ञान अनिवार्यत. एक प्रयोगात्मक विज्ञान है और इसलिए यदि उपयुक्त प्रयोगो की सहायता से इसे पढ़ाया जाए और उसके प्रयोगों को कार्यान्वित करने की विधियो का विवरण भी दिया जाए तो उसको समझना आसान हो जाता है। यद्यपि विज्ञान सार्वभौम होता है तथापि स्थानीय उपलब्ध सामग्री और परिचित उदाहरणो की सहायता से उसको पढाना आसान भी और शैक्षिक सिद्धांतो के उपयुक्त भी है।

सामान्यत: ऐसा महसूस किया जाता है कि भारतीय स्कूलो मे रसायन-विज्ञान का अध्यापन समुचित रूप से नही हो सका है। इसका कारण पढाने की इस विधि का अभाव तथा पाठ्यपुस्तको का उपलब्ध न होना रहा है। इसके अलावा हमारे स्कूलों मे अच्छे अध्यापकों का अभाव भी सर्वविदित है। इसीलिए उपयुक्त नियोजित पाठ्यपुस्तको द्वारा इस कमी को पूरा करने की जरूरत का सुझाव दिया गया है।

इसी पृष्ठभूमि को ध्यान में रखकर प्रस्तुत पुस्तक तैयार की गई है। इसमे पाठ्यसामग्री को उपयुक्त प्रयोगो और उदाहरणो की सहायता से विकसित किया गया है। रसायन-विज्ञान से परिचय कराने के लिए हवा और पानी जैसे सुपरिचित पदार्थों को प्रारम्भ बिंदु बनाया गया है।

तत्वों, यौगिकों, मिश्रित पदार्थो, अम्लों, क्षारो और लवणों से सम्बद्ध सिद्धातो को समझाने के लिए परिचित पदार्थो के उदाहरणों को लिया गया है। प्रयोगो में काम आने वाले उपकरणों को सीधी-सादी डिजायनो को भी दिया गया है। ये प्रयोग स्वय विद्यार्थियो द्वारा सुविधा से किए या अध्यापकों द्वारा दिखाए जा सकते हैं।

यह पाठ्यपुस्तक की तीन वर्षीय उच्चतर माध्यमिक कक्षाओं के लिए तैयार की गई है। इसका पहला भाग कक्षा नौ, दूसरा कक्षा दस और तीसरा कक्षा ग्यारह के लिए है।

भाग एक में विभिन्न प्रकार के पदार्थों से परिचित कराया गया है और सामान्य वस्तुओं की प्रारम्भिक रासायनिक जानकारी दी गई है तथा रसायन-विज्ञान का आणविक और परमाणविक आधार बताया गया है। इस भाग द्वारा रसायन-विज्ञान के मूलभूत सिद्धांतों का प्रारंभिक परिचयात्मक ज्ञान कराया गया है। भाग एक मे बताई गई सामान्य धातुओं, अधातुओं, लवणों और कार्बनिक यौगिकों को सामान्यत. स्कूल के संग्रहालय में आसानी से उपलब्ध होना चाहिए और पढ़ाने मे उनका उपयोग भी किया जाना चाहिए।

पाठ्यपुस्तक का भाग दो तैयार हो चुका है व भाग तीन तैयार किया जा रहा है। भाग दो मे भौतिक नियमों को रसायन-विज्ञान मे लागू किया जाना समझाया गया है। उनको लागू करने की क्रिया को समझने के लिए अपेक्षित कुछ महत्वपूर्ण तत्वों और उनके यौगिकों के रसायन को भी उसमे लिया गया है।

भाग तीन मे भी आवर्त सारणी के प्रकाश में तत्वों के रसायन के वर्णन दिए जाएंगे। इसके साथ ही उसमें प्रारम्भिक कार्बनिक रसायन-विज्ञान की विशिष्ट कार्बनिक यौगिकों के दृष्टिकोण से समझाया जाएगा।

हर अध्याय के अंत मे प्रश्नों के साथ संक्षिप्त सारांश भी दिया गया है ताकि अध्याय में पढ़ी गई पाठ्यवस्तु का दोहराना हो जाए। पुस्तक के अंत मे परिशिष्ट के रूप में कुछ महत्वपूर्ण वस्तुपरक शैली के प्रश्न दिए गए हैं। आशा है कि ये विद्यार्थियों और अध्यापकों द्वारा उपयोगी सिद्ध होंगे।

इस शताब्दी के दौरान रसायन-विज्ञान मे बड़ी तेजी से प्रगति हुई है और अनेक विचारों व संकल्पनाओं में परिवर्तन हुए है। बहुत-से मामलों मे स्पष्टीकरण अधिक तर्कसंगत और सरल हो गए है। ये परिवर्तन अब भी हुए चले जा रहे है। फलस्वरूप समय-समय पर पाठ्यपुस्तकों में काफी परिवर्तन-संशोधन करने पड़ते है। सम्पादक मंडल को उम्मीद है कि इस पाठ्यपुस्तक से आज की जरूरतें पूरी हो सकेंगी और यह पूरे देश मे एक मानक स्थापित कर सकेगी। पाठकों से निवेदन है कि वे जो भी सुझाव और समीक्षाएं उचित समझें, हमारे पास भेजें।

विषय-सूची

नोट · परिचय के शीर्षक पृष्ठ 1 पर द्रव्य के स्थान पर द्रव छप गया है,
उसे पाठक कृपया ठीक कर लें।

परिचय

द्रव और इसके रासायनिक प्रकार

इस विश्व की रचना भाँति-भाँति के पदार्थों से हुई है। इनमें से कुछ की रचना सरल है और इन्हें ऐलिमैंट्स या मूलतत्व कहते है, कुछ अन्य हैं जो जटिल किस्म के *यौगिक* है। कुछ और भी है जो इनके मिश्रण हैं। इनमे से जो सरल और सुलभ है उनसे रासायनिक प्रकारो और रासायनिक सिद्धांतो के समझने मे सहायता मिलती है। इनमे से ये वस्तुएँ सबसे सुलभ है :

1. *वायु* : यह विभिन्न मूलतत्वों और कुछ यौगिको का एक प्ररूपी मिश्रण है।

2 *जल* . यह भी एक प्ररूपी यौगिक है किन्तु रचना में अपेक्षाकृत सरल है।

3. *कार्बन, गधक और फॉस्फोरस* ' ये तीन ऐसे मूलतत्व है जो नित्य के जीवन मे बहुत सामने आते है। ये प्ररूपी अधातुएँ है और ये अम्लीय ऑक्साइड बनाते है।

4 *धातुएँ* : ये अलग श्रेणी में आती है और क्षारकीय ऑक्साइड बनाती है, जो प्राय' अम्लो मे घुल जाते है और लवण बनाते है। सबसे अधिक प्रयोग मे आने वाली धातुएँ है; सोना, चाँदी, ताँबा, राँगा, एल्यू-मिनियम, पारा, सीसा और लोहा। ये धातुओं के प्ररूपी गुणो और उनके महत्वपूर्ण उपयोगो को प्रकट करती है।

5 *लवण*: ये तब बनते है जब धातुओ और अम्लो की एक दूसरे पर अभिक्रिया होती है।

6 *कार्बनिक पदार्थ* : ये कार्बन के यौगिक है।

आगे आने वाले अध्यायो से इन पदार्थों का, इनकी रासायनिक प्रकृति, इनकी रचना और गुणों का, इनके उपयोगो का और उन रासायनिक सिद्धातो का वर्णन है जो इनके उदाहरणो से समझाए जाते हैं।

अध्याय 1

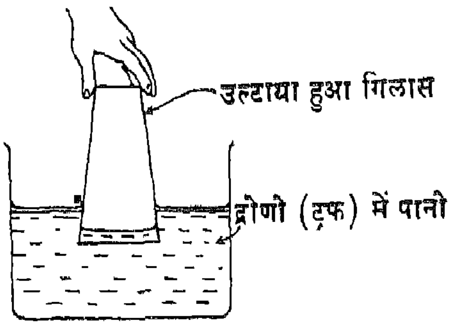
वायु

1.1 वायु द्रव्य है

हम सब वायु से तो परिचित ही है जिसमे हम सदा साँस लेते रहते है । पृथ्वी के चारों ओर वायुमंडल है और यह हर जगह एक-सा होता है चाहे मैदान हो या समुद्र या पहाड़ । वायु वर्णहीन या बिना रग की होती है, देखी नही जा सकती । किन्तु इसके अस्तित्व को अनुभव किया जा सकता है और प्रयोग द्वारा दिखाया भी जा सकता है, जैसाकि नीचे के तीन प्रयोगो मे बताया गया है।

प्रयोग 1

काँच की एक द्रोणी (ट्रफ) मे कुछ पानी भरो और फिर जैसाकि चित्र-1 में दिखाया



चित्र-1. *वायु सपीडन का प्रतिरोध है*

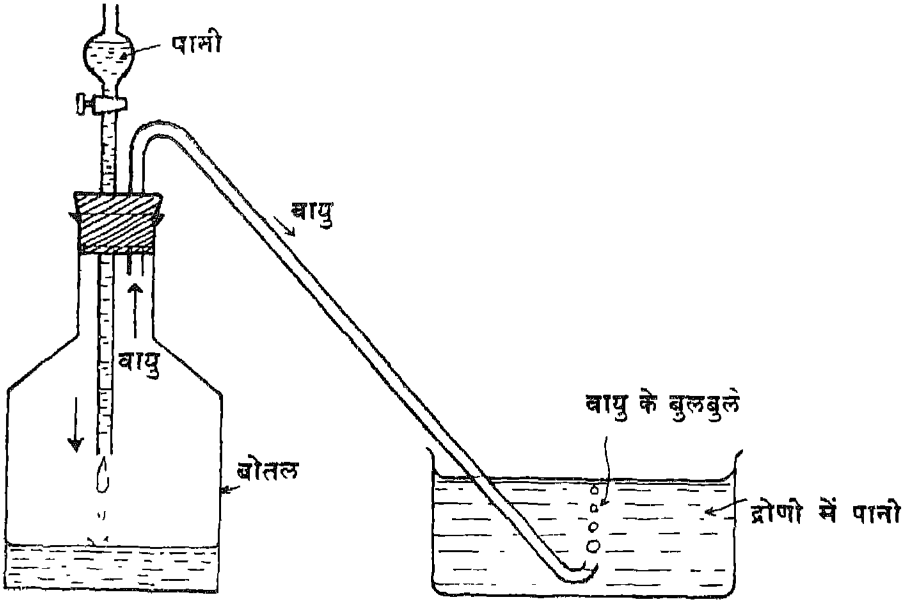
गया है, एक गिलास को उल्टा करके पानी मे डुबाओ । पानी की सतह से गिलास को नीचे की ओर दबाओ । आप देखेगे कि गिलास मे पानी ऊपर नही चढ़ रहा है । इससे यह प्रकट होता है कि गिलास मे कोई गैस है जो पानी को अपनी जगह लेने से रोकती है । यह गैस वायु ही है और यह संपीडन का प्रतिरोध करती है ।

प्रयोग 2

जैसाकि चित्र-2 मे दिखाया गया है, उपकरण को उसी ढग से सजाइए । निकासनली के सिरे को पानी से भरी द्रोणी में डुबाइए । अब टैप-फनल मे से कुछ पानी गिराइए । आप देखेगे कि पानी मे डूबी नली से बुलबुले निकल रहे है । इससे यह प्रकट होता है कि बोतल मे वायु थी जिसका स्थान ऊपर से छोड़े हुए पानी ने ले लिया ।

प्रयोग 3

मोटे काँच की गोल तली की बोतल लीजिए। उसके मुँह मे रबड़ की डाट लगाइए जिसमे एक काँच की नली फँसी हो (चित्र-3) । इसके ऊपर रबड़ की नली और पिच-काक लगी हो । आधी बोतल पानी से भरिए (पिच-काक या दाबक रोधनी) को खोल कर बोतल के पानी को खौलाइए । जब इसमें से भाप



चित्र-2. *वायु स्थान घेरती है (पानी द्वारा विस्थापन)*

निकलने लगे और बोतल के भीतर की वायु का स्थान भाप ले ले तो पिंच-काक को बद कर दीजिए। अब बोतल को ठडा होने दीजिए। बोतल के भीतर की भाप सघनित हो जाएगी और वैक्यूम निर्वात हो जाएगा। बद बोतल को तौल लीजिए। अब पिंच-काक को खोल दीजिए। खोलते ही सूँ-सूँ जैसी ध्वनि निकलेगी। वह सूँ-सूँ वायु के भीतर जाने के कारण हो रही है। अब फिर से बोतल को तौलिए। आप पाएँगे कि बाद में तौलने पर बोतल पहले से भारी है।

इन परीक्षणो से पता चलता है कि वायु स्थान घेरती है और इसमे भार होता है जैसाकि हर प्रकार के द्रव्य में होता है।

वायु को सर्व प्रथम सन 1654 मे ओटोवान गेरिक ने तौला था। पहले उसने एक खोखले गोल को प्रकृत रूप मे तौला और फिर पंप से उसकी सारी हवा निकाल कर तौला। इस प्रकार उसने वायु के भार का मोटा-सा अनुमान लगाया।

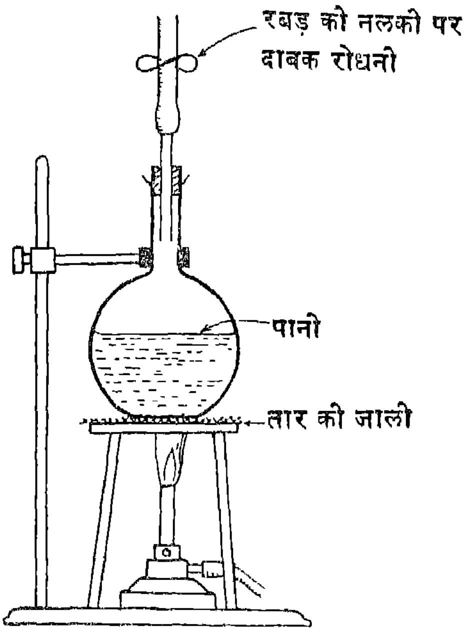
सामान्य स्थितियो में एक लीटर वायु का भार लगभग 1.293 ग्राम होता है।

1.2 वायु एक महत्वपूर्ण रासायनिक पदार्थ है

वायु के बिना जीवन सभव नही। मनुष्य और पशु सभी को साँस लेने के लिए इसकी आवश्यकता है। बढ़ने के लिए पौधों को भी वायु चाहिए। जलने के लिए भी वायु अनिवार्य है। यह सब कुछ परीक्षण के तौर पर पहली बार सन 1660 में राबर्ट बायल ने कई प्रकार की चीजे निर्वातित वाहिका में रखकर प्रदर्शित किया था।

1.3 वायु एक मिश्रण है

अठारहवी शताब्दी के मध्य तक भारतवासी और ससार के अधिकाश लोग वायु को पॉच तत्वो में से एक तत्व मानते थे। अन्य तत्व पृथ्वी, जल, अग्नि और आकाश (ईथर) थे। उनका विचार था कि इन पॉचो तत्वो के भिन्न-भिन्न माला मे मिलने से ससार के सब प्रकार के पदार्थ बनते है। धीरे-धीरे यह प्रकट हुआ कि वायु सरल पदार्थ नही है। सन 1757 में एक स्काटिश रसायनज्ञ जोसफ ब्लैक ने यह देखा कि वायु का बहुत थोडा-सा अश क्षार की सहायता से निकाला जा सकता है। उसने इस वायु को 'फिक्स्ड एयर' का नाम दिया। इसका कारण यह था कि यह तब बनती थी जबकि चूने के पत्थर जैसे किसी खनिज को गर्म किया जाए। यह बहुत कुछ उस गैस की तरह थी जो साँस के साथ बाहर निकलती है या ईंधन



चित्र-3 वायु में भार होता है और दाब डालती है

के जलने मे निकलती है। अब इस गैस को कार्बन डाइऑक्साइड कहा जाता है। सामान्य वायु मे कार्बन डाइआक्साइड रहती है। इसे निम्नलिखित प्रयोग द्वारा प्रदर्शित किया जा सकता है।

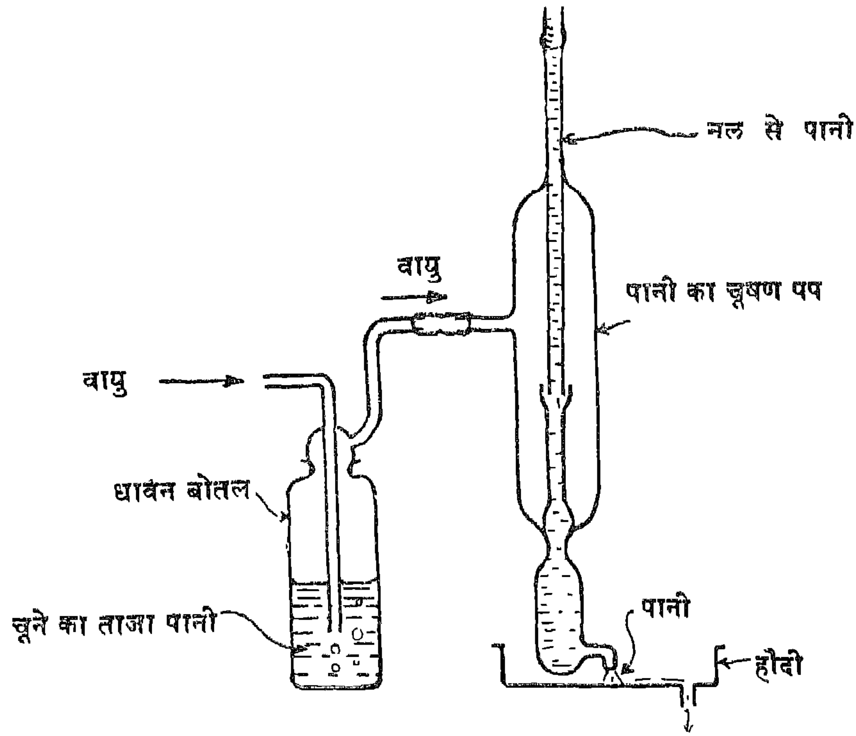
प्रयोग 4

गैस धोने की एक बोतल में थोडा-सा चूने का पानी लीजिए। इसका एक सिरा छानने (फिल्टर) के पप से जुडा हो और एक वायु के लिए खुला हो, जैसा चित्र-4 में दिखाया गया है। पंप को चला दीजिए। थोडी देर मे दिखाई देगा कि चूने का पानी दूधिया होने लगा है। यह वायु में मिली हुई कार्बन डाइआक्साइड के चूसे जाने के कारण चूने के पानी पर उसकी अभिक्रिया के कारण हुआ।

सन 1770–1777 के बीच बहुत-से वैज्ञानिको ने यह सिद्ध किया कि वायु के मुख्यत: दो अंश होते है। एक वह जिससे जलने मे सहायता मिलती है और दूसरा वह जिससे ऐसा नही होता। सन 1770 मे कार्ल विलहेम शील ने यह देखा कि लोहे की भीगी हुई रेतनो के संपर्क में रखने से बंद वायु की माला में कुछ कमी हो जाती है।

प्रयोग 5

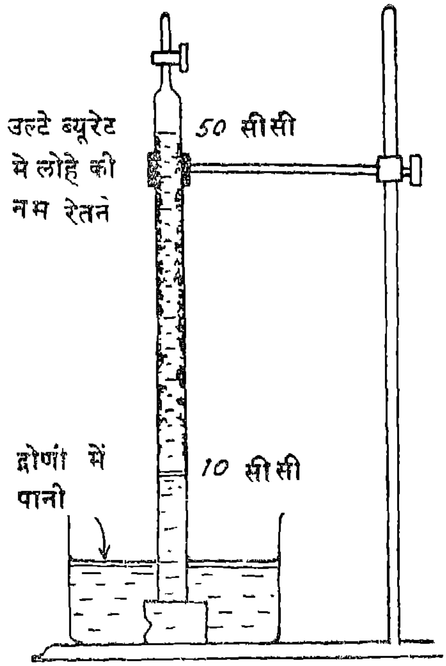
एक ऐसे ब्यूरेट को लेकर जिसके भीतर की तरफ कुछ गीली लोहे की रेतने चिपकी हों, पानी की द्रोणी में छेददार आसन पर उलट कर चित्र-5 की तरह लगाइए। पानी का स्तर शून्य के निशान पर रखिए। ब्यूरेट की स्टाप-काक या रोधनी को बद करके उपकरण को कई दिन तक ऐसा ही रखे रहने दीजिए। आप देखेंगे कि लोहे की रेतनों पर जंग लगने लगी है और पानी ब्यूरेट मे ऊपर चढ़ता जा रहा है और शून्य के निशान से ब्यूरेट के पैमाने पर पाँचवें भाग तक चढ़ गया है। जब पानी ब्यूरेट में ऊपर चढ़ना बंद हो जाए



चित्र-4. *वायु में कार्बन डाइग्राक्साइड रहती है*

तो ब्यूरेट की बची हुई वायु की परीक्षा कीजिए। इसके लिए ब्यूरेट को पानी से निकाल कर जलती हुई लकड़ी की चिपटी ब्यूरेट में डालिए। ग्राप देखेगे कि लकड़ी बुझ जाएगी। इससे यह ज्ञात होता है कि बची हुई गैस जलने मे सहायता नही करती ग्रौर जिससे यह प्रकट होता है कि वायु में (i) वह क्रियाशील गैस होती है जो जग लगने से सोख ली जाती है (वायु का लगभग पाँचवाँ भाग) ग्रौर (ii) बची हुई ग्रक्रिय गैस (जो वायु का 4/5 भाग होती है)।

शील ने सोखी जाने वाली वायु को *ग्रग्नि वायु* (फायर एयर) ग्रौर शेष वायु को *दुर्वायु* (फाउल एयर) नाम दिया क्योकि ग्रग्नि वायु से जलने मे सहायता मिलती है ग्रौर लोहे को जग लग जाता है ग्रौर दुर्वायु से ऐसा नही होता। सन 1772 में जोसेफ प्रिस्टले ने पता लगाया कि वायु का लगभग 20 प्रतिशत सक्रिय होता है। यद्यपि इन सब परीक्षणो से यही प्रकट होता था कि वायु दो से ग्रधिक द्रव्यों का मिश्रण है किन्तु इनमें से किसी भी वैज्ञानिक ने ऐसा कहने का साहस नही किया। ग्राखिर सन 1777 मे एनताइन लाभोजियर ने ही यह घोषणा की कि वायु एक मिश्रण है। उसने बहुत उच्च कोटि का परीक्षण किया जिससे निश्चित रूप से यह सिद्ध हो गया कि वायु के दो ग्रंश है; जिनके गुण बहुत ही भिन्न या कहिए विरोधी होते है। एक ग्रंश तो लगभग 20 प्रतिशत (ग्रायतन के ग्रनुसार) होता है ग्रौर जलने

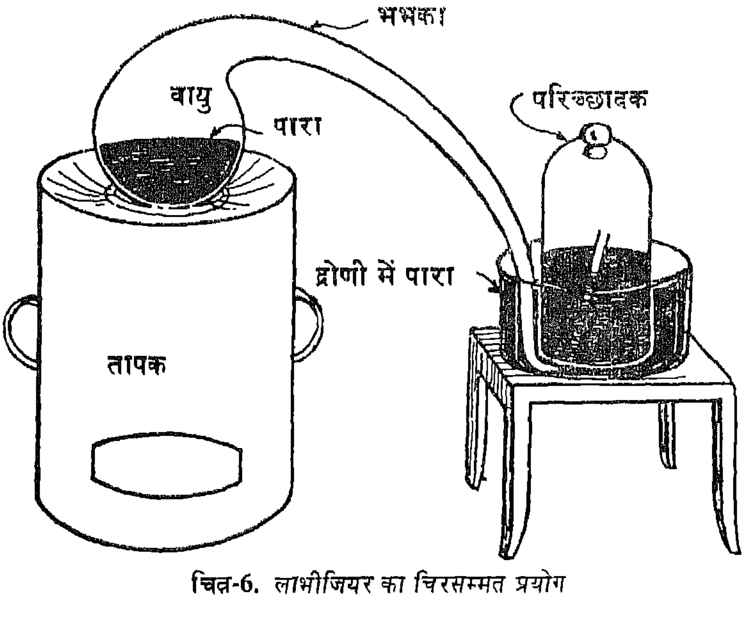


चित्र -5. *वायु से लोहे मे जग लगती है*

मे मदद करता है। उसे उसने *ऑक्सीजन* का नाम दिया और दूसरे भाग को जो जलने मे सहायक नही होता *नाइट्रोजन* कहा। उसने निम्नलिखित प्रयोग किया।

उसने काँच के एक रिटार्ट या भभके मे तुला हुआ पारा लिया और भभके को एक ऐसे बेलजार से जोड दिया जो एक पारे से भरी द्रोणी (ट्रफ) मे उल्टाकर कर रखा गया था जैसे कि चित्र-6 मे दिखाया गया है। उसने पारे को खूब गर्म किया और तब तक गर्म करता रहा जब तक कि वायु के आयतन का घटना रुक नहीं गया और उसने यह देखा कि वायु मे उसके पाँचवे भाग के बराबर कमी हुई है। शेष वायु मे लौ बुझ गई और पशु (चुहिया) दम घुटने से मर गया।

उसने सारा लाल ठोस पदार्थ (मरक्यूरिक ऑक्साइड) निकाल कर एक दूसरे उपकरण मे ले लिया और उसे फिर तब तक गर्म किया जब तक गैस निकलनी बद नही हो गई। इस गैस को भी



चित्र-6. *लाभीजियर का चिरसम्मत प्रयोग*

उसने एकत्र कर लिया। ऐसा करने पर उसने देखा कि पारे का भार उतना ही हो गया है, जितना आरभ मे था और निकली हुई गैस भी मूल वायु के पाँचवे भाग के बराबर ही थी। यह गैस ऑक्सीजन थी और जब इसे शेष वायु मे मिला दिया गया तो फिर वह सामान्य वायु बन गई।

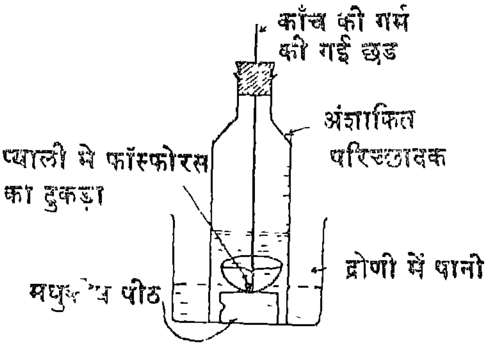
सामान्य वायु मे ऑक्सीजन होती है, इसको दिखाने के लिए एक और परीक्षण नीचे दिया जा रहा है।

प्रयोग 6

सफेद फॉस्फोरस का एक टुकडा छोटे-से प्याले मे लीजिए और ऐसे छत्तेदार आसन पर रखिए जो एक द्रोणी मे थोडे-से पानी मे डूबा हुआ हो। इस प्याले को जैसा कि चित्र मे दिखाया गया है एक जार से ढक दीजिए जिसके डाट मे शीशे की एक छड फँसी हो। पानी के ऊपर जार का जितना भाग है उसको पाँच भागो मे बाँट कर काँच पर लिखने वाली पेंसिल या कागज चिपका कर निशान बना दीजिए। अब काँच की छड़ को गर्म करके उससे फॉस्फोरस के टुकड़े को छूकर डाट को तुरत बंद कर दीजिए। आप देखेंगे कि फॉस्फोरस में आग लग जाएगी और पहले तो जार सफेद घने धुएँ से भर जाएगा, फिर शीघ्र ही यह धुआँ पानी मे घुल जाएगा। इससे पानी ऊपर उठेगा और पहले निशान तक पहुँच जाएगा। अब जार में जलता हुआ कागज डालिए। आप देखेंगे कि यह फौरन बुझ जाता है। इससे यह पता चलता है कि वायु मे 20 प्रतिशत ऑक्सीजन है और जिसकी फॉस्फोरस के साथ अभिक्रिया होती है तथा बची हुई वायु जलने मे सहायता नही करती।

नोट: फॉस्फोरस की मात्रा इतनी अवश्य होनी चाहिए कि वह सारी ऑक्सीजन से संयोजित हो सके।

बहुत समय तक यह समझा जाता रहा कि ऑक्सीजन और कार्बन डाइऑक्साइड के अतिरिक्त जो वायु बची रहती है वह शुद्ध नाइट्रोजन होती है। केवल सन 1894 मे आकर विलियम रेमसे ने यह पता लगाया कि इसमे पाँच और गैसे होती हैं जो नाइट्रोजन से भी कही अधिक अक्रिय होती हैं। उसने उन्हे *उत्कृष्ट गैसों या रेयर गैसों या इनर्ट अर्थात् अक्रिय गैसों* की सज्ञा दी। इन गैसो के नाम हैं; हीलियम, नियोन, आरगन, क्रिप्टान और जीनान, और ये सब मिल कर सामान्य वायु के एक प्रतिशत के बराबर होती है। इन सबमे आरगन सबसे अधिक मात्रा मे होती है। आजकल इन सब गैसो को विशेष विधियो द्वारा अलग-अलग कर लिया जाता है।



चित्र—7. जब फॉस्फोरस बद वायु में जलता है तो पानी बेलजार में ऊपर उठता है

1.4 वायु का संगठन

इन गैसो के अलावा वायु मे पानी की वाष्प भी होती है, जिसको निम्नलिखित प्रयोग द्वारा दिखाया जा सकता है।

प्रयोग 7 (क)

एक वाच-ग्लास मे थोड़ा-सा संलीन **कैल्सियम**

क्लोराइड लीजिए। इसे करीब एक घंटे तक हवा मे खुला रखिए। आप देखेंगे कि संलीन कैल्सियम क्लोराइड वायु मे से नमी सोखने के कारण नम हो जाता है।

प्रयोग (ख)

एक परखनली लेकर उसमे बर्फ के टुकडे भर दीजिए और कुछ देर तक रखे रहिए। आप देखेंगे कि वायुमंडल की वाष्प के संघनन के कारण परखनली के बाहर पानी की बूंदें बनने लगी है।

वायु के सभी अंशो मे से ऑक्सीजन, नाइट्रोजन और उत्कृष्ट गैसें तो हर जगह अधिकतर एक समान रहती हैं किन्तु कार्बन डाइआक्साइड और जल वाष्प की मात्रा बदलती रहती है। स्थिर अंशों का प्रतिशत इस प्रकार रहता है।

	आयतन का प्रतिशत	भार का प्रति-शत
नाइट्रोजन	78·09	75·52
ऑक्सीजन	20·94	23·14
उत्कृष्ट गैसों सहित अन्य घटक	0·97	1·34
	100·00	100·00

वायु के परिवर्तनशील घटकों मे से कार्बन डाइ-आक्साइड आयतन के अनुसार 0·03 प्रतिशत अंश होता है और यह काफी महत्वपूर्ण होता है। प्रकृति मे ईंधनो के जलने, पौधो और प्राणियों के साँस छोड़ने के कारण यह वायुमंडल में मिली रहती है। खुले स्थानो की अपेक्षा घने उद्योग प्रधान नगरो के वायुमंडल मे कार्बन डाइआक्साइड की मात्रा कुछ अधिक रहती है।

एक और परिवर्तनशील घटक होता है जलवाष्प। यह लगभग एक प्रतिशत के बराबर होता है और स्थानीय परिस्थितियो तथा तापमान के अनुसार इसकी मात्रा बदलती है। यह कोहरे, ओस और वर्षा के रूप मे प्रकट होता है। गर्म जलवायु मे जलवाष्प का प्रतिशत ठंडे जलवायु की अपेक्षा अधिक रहता है। वर्षा ऋतु में यह बहुत अधिक रहता है।

उपर्युक्त घटको के अतिरिक्त वायु मे कभी-कभी कुछ और प्रकार के अपद्रव्य भी रहते हैं। ये अपद्रव्य होते है, हाइड्रोजन सल्फाइड, अमोनिया और सल्फर डाइआक्साइड जैसी गैसे। किन्तु ये अपद्रव्य बहुत थोडी मात्रा मे होते है और विशेष रूप से औद्योगिक नगरो की वायु मे पाए जाते है।

1.5 वायु के महत्वपूर्ण घटक

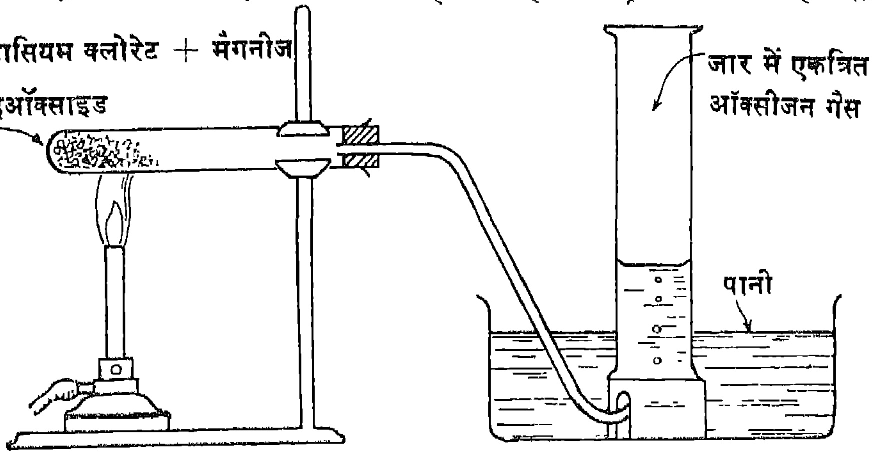
(क) *ऑक्सीजन :* इसे इस कारण मूलतत्व माना जाता है क्योंकि इसे आगे और सरल द्रव्यों में विभक्त नही किया जा सकता। यह रंगहीन और निर्गंध गैस होती है और वायु से तनिक भारी होती है। हर गैस का प्रति इकाई आयतन (एक लिटर) एक निश्चित संहति होती है और वह 0 डिग्री सें० और 760 मिलिमीटर दाब पर ली जाती है। इसे गैस का घनत्व कहते हैं। एक लिटर ऑक्सीजन का 0 डिग्री से० तापमान और 760 मिलिमीटर दबाव पर भार 1·43 ग्राम होता है और इस प्रकार यही इसका घनत्व कहलाता है। यह जल मे कुछ-कुछ घुलनशील है। यह पाइरोगैलोल के घोल मे बहुत शीघ्र सोख ली जाती है जिसमे सोडियम हाइड्राआक्साइड होता है। ऑक्सीजन को वायु मे से अलग किया जा सकता है।

ऑक्सीजन काफी अभिक्रियाशील होती है और बहुत-से पदार्थों से सयोजन कर सकती है। जलने और साँस लेने मे यह सहायक होती है, इसके कारण यह बहुत उपयोगी है। ऑक्सीजन के भरे हुए इस्पात के सिलिडर अस्पतालो में कृत्रिम स्वास देने के लिए काम आते हैं। इनमे बहुत अधिक दाब पर ऑक्सीजन भरी होती है।

कारखानो मे भी ऑक्सीजन के सिलिडर से ज्वाला प्राप्त करके धातुओ के झालने का काम लिया जाता है। प्रकृति मे ऑक्सीजन एक और महत्व-पूर्ण कार्य करती है। यह मृत पदार्थ के सडने मे सहायता करती है जिससे कार्बन डाइआक्साइड, पानी और नाइट्रोजन निकलते है।

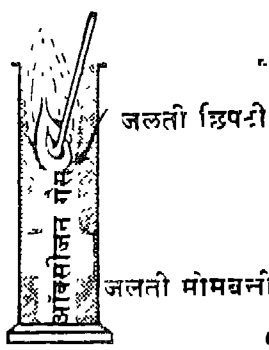
होती है तो इसे द्रव ऑक्सीजन कहते है।

बडे पैमाने अथवा व्यवसायिक निर्माण मे ऑक्सीजन द्रव वायु से बनाई जाती है। वायु को शुद्ध करके, ठडा करने और संपीडन से द्रव वायु बनती है। जब इसे हल्के-हल्के वाष्पन कराया जाता है तो पहले नाइट्रोजन अलग हो जाती है

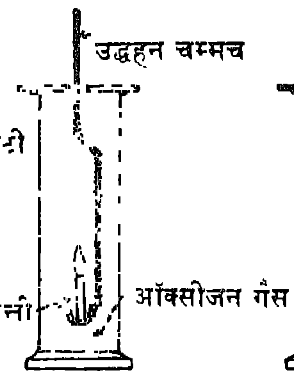


चित्र–8. *प्रयोगशाला मे ऑक्सीजन का बनाना*

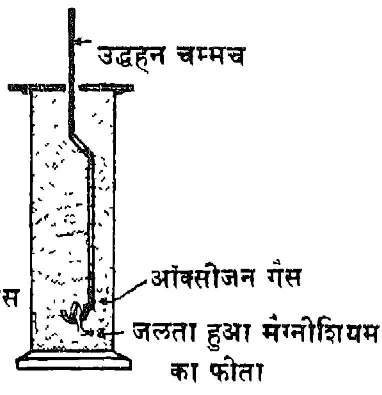
यद्यपि ऑक्सीजन सामान्यत· गैस होती है किन्तु इसे ठंडा करके और दाव डाल कर द्रव रूप में बदला जा सकता है। जब यह द्रव रूप मे और ऑक्सीजन पीछे बच रहती है। प्रयोगशाला मे पोटासियम क्लोरेट को थोड़े से मैगनीज डाइ-आक्साइड के साथ मिलाकर आगे बताए गए प्रयोग के



चित्र–9. *ऑक्सीजन मे जलती छिपटी*



चित्र–10. *ऑक्सीजन में जलती मोमबत्ती*



चित्र–11. *ऑक्सीजन मे जलता हुआ मैग्नीशियम का फीता*

अनुसार करने से ऑक्सीजन तैयार की जा सकती है। यहाँ पोटासियम क्लोरेट के विघटन में सहायता करने के लिए मैंगनीज डाइआक्साइड का उपयोग किया जाता है। ऐसे पदार्थ को जो अभिक्रिया को तीव्र कर देता है, उत्प्रेरक कहते हैं।

प्रयोग 8. प्रयोगशाला में ऑक्सीजन का बनाना

थोड़े-से पोटासियम क्लोरेट के क्रिस्टल लेकर उन्हें थोड़े मैंगनीज डाइआक्साइड के साथ मिला लीजिए। इस मिश्रण को कठोर काँच की एक ऐसी परखनली में लीजिए, जिसकी डाट में से एक नली निकल कर पानी की द्रोणी में डूबी हुई हो। परखनली को गर्म कीजिए और गैस को इस ढंग से भरिए कि पानी की जगह गैस लेती जाए। इस जार को चित्र-8 की भाँति छत्तेदार आसन पर रखना चाहिए। गैस के निम्नलिखित गुणों को नोट कीजिए :

(i) गैस के एक जार में जलती हुई लकड़ी की खपची डाल कर देखिए। आप देखेंगे कि खपची और अधिक चमक के साथ जलती है (चित्र-9)।

(ii) दूसरे जार में जलती हुई मोमबत्ती उतारिए और आप देखेंगे कि मोमबत्ती की लौ और तेजी से जलेगी (चित्र-10)।

(ख) *नाइट्रोजन* · ऑक्सीजन की तरह नाइट्रोजन भी एक मूलतत्व है। यह भी वर्णहीन है और इसमें भी कोई गंध नहीं होती। यह वायु से कुछ हल्की होती है। यह पानी में बहुत कठिनाई से और बहुत थोड़ी घुलती है। बहुत अधिक दाब पड़ने पर यह तरल रूप में बदल जाती है जिसका कोई रंग नहीं होता है और बर्फ के समान यह ठोस रूप में बदल जाती है। यह अपेक्षाकृत निष्क्रिय होती है और इस कारण न यह जलने में सहायता करती है और न सामान्य स्थितियों में अन्य पदार्थों में संयोजन करती है। हाँ, बहुत ऊँचे तापमान पर यह दूसरे पदार्थों से अभिक्रिया करती है। उदाहरण के लिए यह हाइड्रोजन और मैग्नीशियम जैसी धातुओं से सयोजन करती है। यद्यपि नाइट्रोजन विषैली नहीं होती किन्तु ऑक्सीजन के न रहने के कारण प्राणी मर जाते हैं। वास्तव में यह ऑक्सीजन के लिए वातावरण में तनुकारी का काम करती है। यह सस्ते बिजली के बल्बों में भरने के काम आती है और प्रयोगशाला या उद्योगों में यह अक्रिय वायुमंडल का काम देती है। औद्योगिक रूप में यह कई महत्वपूर्ण रसायन जैसे अमोनिया और नाइट्रिक एसिड जैसे महत्वपूर्ण रसायन बनाने के काम आती है।

औद्योगिक निर्माण के लिए नाइट्रोजन तो द्रव वायु से प्राप्त की जाती है, किन्तु प्रयोगशाला में यह नीचे लिखे प्रयोग के अनुसार अमोनियम क्लोराइड और सोडियम नाइट्राइड के घोल को गर्म करने से प्राप्त की जा सकती है।

प्रयोग 9. प्रयोगशाला में नाइट्रोजन का बनाना

सोडियम नाइट्राइड और अमोनियम क्लोराइड के सान्द्र घोल तैयार कीजिए। दोनों को बराबर-बराबर आयतन में लेकर गोल तली के फ्लास्क में लेकर चित्र-12 की तरह सारे उपकरण को फिट कीजिए। फ्लास्क को हल्की आग से गर्म कीजिए और जारों में पानी के नीचे की तरफ विस्थापन की विधि से पानी के ऊपर गैस जमा कीजिए। नीचे लिखे गुणों की ओर ध्यान दीजिए :

(i) गैस में न कोई वर्ण है और न कोई गंध।

(ii) एक उद्दहन चम्मच में रखकर जलती हुई एक मोमबत्ती गैस वाले जार में पहुँचाइए। आप देखेंगे कि मोमबत्ती फौरन बुझ जाएगी।

(iii) गैस भरे एक अन्य जार में मैग्नीशियम का जलता हुआ फीता डालिए। आप देखेंगे कि गैस मैग्नीशियम से मिल कर एक सफेद पदार्थ उत्पन्न करती है, जिसे *मैग्नीशियम नाइट्राइड* कहते हैं।

(ग) *उत्कृष्ट गैसें*: ये भी मूलतत्व होते है और इनके प्रमुख गुण है, इनकी अक्रियता। ये नाइट्रोजन से अधिक अक्रिय होती है और सामान्यत रासायनिक अभिक्रियाओं मे भाग नही लेती। ये सब गैसे भी वर्णहीन और निर्गंध होती है।

इन सब गैसो में सबसे अधिक दिलचस्प हीलियम होती है। हाइड्रोजन को छोडकर यह सब गैसों मे सबसे हल्की होती है। यह वायु से लगभग सात गुनी हल्की होती है और पर्यवेक्षण के काम आने वाले गुब्बारों में भरी जाती है। इस काम के लिए इसे हाइड्रोजन से अधिकता दी जाती है क्योकि हाइड्रोजन ज्वलनशील है जबकि हीलियम नही जलती। ऑक्सीजन के साथ मिलाकर गोताखोर साँस लेने के लिए हीलियम का इस्तेमाल करते है। हीलियम बहुत नीचे तापमान पर खौलती है और इसके कारण यह बहुत नीचे तापमान उत्पन्न करने के काम आती है। अन्य उत्कृष्ट गैसे विसर्जन नलिकाओं के भरने के काम आती है और ये रंग-बिरंगे प्रकाश पैदा करती है। उदाहरण के लिए शहरो में विज्ञापन के लिए जो नियोन साईन बनते है, वे इन्ही गैसो के होते है।

1.6 मिश्रण

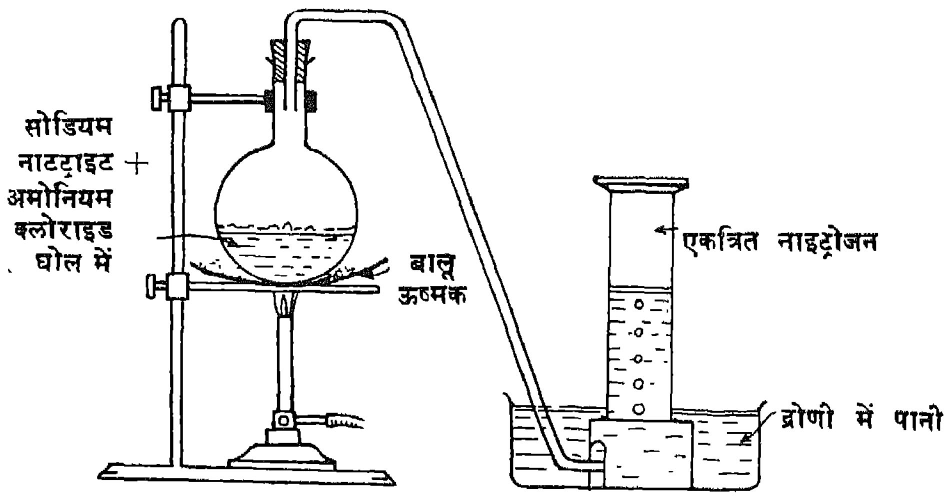
इस प्रकार हमने देखा कि वायु गैसो का मिश्रण है, जो अधिकांश मूलतत्व होती है। वायु को द्रवित करके प्रभाज वाष्पन द्वारा इन गैसो को पृथक किया जा सकता है। प्रकृति में ठोस पदार्थों और द्रवो तथा गैसो के मिश्रण बहुत मिलते है। कुछ मिश्रण बहुत जटिल और कुछ साधारण होते है। कुछ सरलतर ठोस मिश्रण ये है:

(i) लोहे की रेतन और रेत,
(ii) रेत और गंधक,
(iii) रेत और नमक,
(iv) बारूद।

इनको सरल यान्त्रिक तरीकों से अलग-अलग किया जा सकता है, जैसाकि नीचे वर्णन किया गया है।

प्रयोग 10

रेत और नमक के मिश्रण को एक बीकर में लेकर और कुछ अधिक पानी डाल कर हिलाइए।

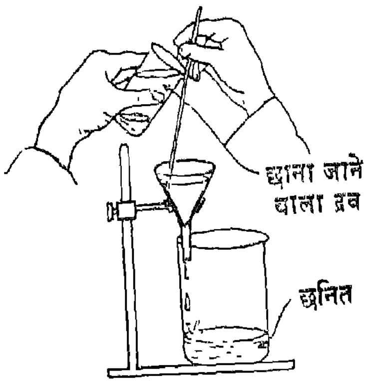


चित्र–12: *प्रयोगशाला मे नाइट्रोजन का बनाना*

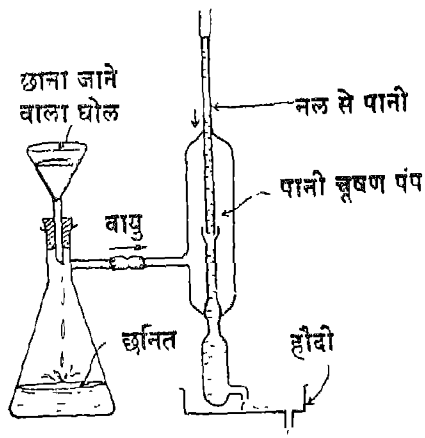
पानी को कांँच की छड़ से अच्छी तरह चलाइए और चित्र 13-(क) या 13-(ख) की भाँति इसे छान लीजिए। आप देखेंगे कि रेत बीकर में या फिल्टर पेपर के ऊपर अवशेष की तरह रह जाता है और नमक के घोल के साथ निकल जाता है और छने हुए द्रव की तरह जमा हो जाता है। इस छने हुए द्रव को एक चीनी के प्याले में लेकर चित्र-14 (क) या चित्र-14 (ख) की भाँति इसका वाष्पन कीजिए। अब इसमें से नमक अवशेष रह जाएगा।

घुल कर छन जाएगा। इस छने हुए द्रव (निस्यद) को कूडी में गर्म पानी के ऊष्मक पर रख कर इसका वाष्पन कीजिए या इसमें हवा फूँक कर इसका वाष्पन कीजिए। कार्बन डाइसल्फाइड का वाष्पन हो जाएगा और गंधक बचा रहेगा।

सावधानी : कार्बन डाइसल्फाइड ज्वलनशील द्रव है और इसे आग के पास नहीं ले जाना चाहिए।



चित्र–13 (क) *सामान्य छनाई*



चित्र–13 (ख) चूषण द्वारा छनाई

प्रयोग 11. रेत और गधक के मिश्रण को अलग करना

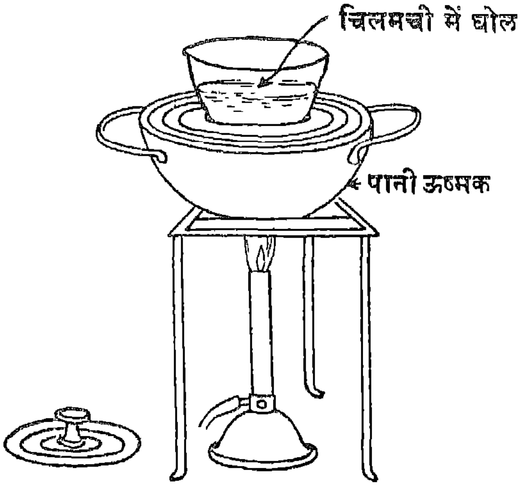
गधक, कार्बन डाइसल्फाइड मे घुल जाता है और रेत नही घुलता। अत: दोनो के मिश्रण को एक बीकर में लेकर कार्बन डाइसल्फाइड के साथ अच्छी तरह हिलाइए। अच्छी तरह हिलाकर जैसाकि ऊपर बताया गया है इसे छान लीजिए। आप पाएँगे कि रेत अवशिष्ट रह जाएगा और गंधक

प्रयोग 12. लोहे की रेतन और रेत के मिश्रण को अलग करना

लोहे के रेतनो को चुंबक आकर्षित करता है किन्तु रेत को नहीं। इस तरह दोनों को चुंबक की सहायता से अलग-अलग किया जा सकता है। एक चुंबक लेकर इसे मिश्रण की पतली-सी परत के ऊपर इधर-उधर घुमाइए। आप देखेंगे कि लोहे की रेतनें चुंबक से चिपक जाएँगी और रेत बच



चित्र 14 (क) रेत के ऊष्मक पर वाष्पन



चित्र 14 (ख) जल ऊष्मक पर वाष्पन

रहेगा । इस प्रकार चुंबक पर से लोहे की रेतनों को हटा कर जमा किया जा सकता है।

आगे चल कर मिश्रणों को अलग-अलग करने की अन्य विधियों का भी उल्लेख होगा, जहाँ कि विशेष प्रकार के मिश्रणों जैसे कि घोलों की चर्चा की जाएगी।

संक्षेप

जो कोई भी वस्तु स्थान घरती है और जिसमे भार है, वह द्रव्य है ।

वायु द्रव्य है ।

ऑक्सीजन और नाइट्रोजन वायु के मुख्य घटक है ।

ऑक्सीजन जलने मे सहायक है और नाइट्रोजन नहीं।

वायु मे कार्बन डाइऑक्साइड और जलवाष्प होते हैं ।

वायु में कुछ उपयोगी अक्रिय गैसें होती है जैसे कि हीलियम, नियोन और आरगन ।

मूलतत्व वह पदार्थ है जिसका आगे और सरल द्रव्यों में विभाजन नहीं किया जा सकता । ऑक्सीजन और नाइट्रोजन मूलतत्व है और इसी प्रकार उत्कृष्ट गैसे भी मूलतत्व हैं।

मिश्रण मे एक से अधिक पदार्थ होते है जिनका निश्चित अनुपात मे रहना आवश्यक नहीं और इनके गुण न्यूनाधिक रूप में अलग-अलग अवयवो के जैसे होते है।

वायु गैसों का मिश्रण है। प्रकृति में ठोस पदार्थों, द्रवो और गैसो के मिश्रण बहुत मिलते हैं ।

ठोस मिश्रण के अवयवों को सरल यात्रिक क्रियाओं द्वारा जैसे कि घोलने, छानने या वाष्पन द्वारा अलग-अलग किया जा सकता है ।

दोहराने के लिए प्रश्न

1 आप कैसे दिखाएँगे कि 'वायु एक द्रव्य है' ?

2. ऐसे दो प्रयोग बताइए जिनसे यह दिखाया जा सके कि वायु कम-से-कम दो गैसो का मिश्रण है ।

3. एक ऐसा प्रयोग बताइए जिससे दिखाया जा सके कि वायु में कार्बन डाइग्रॉक्साइड होती है ।

4 आप वायु में जलवाष्प की अवस्थिति कैसे दिखाएँगे ?

5. वायु मे उत्कृष्ट (अक्रिय) गैसों की अवस्थिति कैसे दिखाई जा सकती है ? कुछ के नाम बताइए ।

6. यदि वायु में ऑक्सीजन के अलावा और कोई गैस न हो तो क्या होगा ?

7. वायु मे से ऑक्सीजन और नाइट्रोजन को पृथक करने का एक प्रयोग बताइए ।

8. क्या आप दिखा सकते हैं कि जीवन के लिए वायु अनिवार्य है ?

9. वाय के प्रमुख अवयवो या घटको के नाम बताइए ।

10. गाँव और उद्योगो वाले नगर की वायु मे क्या अंतर होता है ?

11. आप कैसे तैयार करेंगे :

(i) प्रयोगशाला मे ऑक्सीजन ?

(ii) प्रयोगशाला मे नाइट्रोजन ?

अध्याय 2

जल

2.1 प्राकृतिक जल

जल हमारे लिए सबसे अधिक परिचित तथा परम अनिवार्य पदार्थों में है। पृथ्वी की लगभग तीन-चौथाई सतह पानी से ढकी है। हम इसे वर्षा, नदियों, झीलों, कुओं, चश्मों, समुद्रों और महासागरों के जल के रूप में देखते हैं। जीवन के लिए पानी का कितना महत्व है, इसका इसी बात पर निर्णय किया जा सकता है कि मनुष्य शरीर का दो-तिहाई भाग पानी का ही बना है।

पानी वर्णहीन द्रव है जो पीने और धोने के काम आता है। इनके अलावा भी इसके अन्य बहुत-से उपयोग हैं। बायलरों में पानी से भाप बनती है जिससे इंजिन चलते हैं। पानी को जमा करके बर्फ बनाई जाती है जिसका घरों को ठंडा करने में और प्रयोगशालाओं और उद्योगों में व्यापक रूप से उपयोग किया जाता है। रसायनज्ञ के लिए पानी का विशेष महत्व है क्योंकि पानी में बहुत प्रकार के पदार्थ घुल जाते हैं।

प्रयोग 1

एक बीकर में पानी लेकर उसमें नमक या चीनी डालिए। कांच की छड़ से इसे हिलाइए। आप देखेंगे नमक या चीनी जल्दी से घुल जाती है।

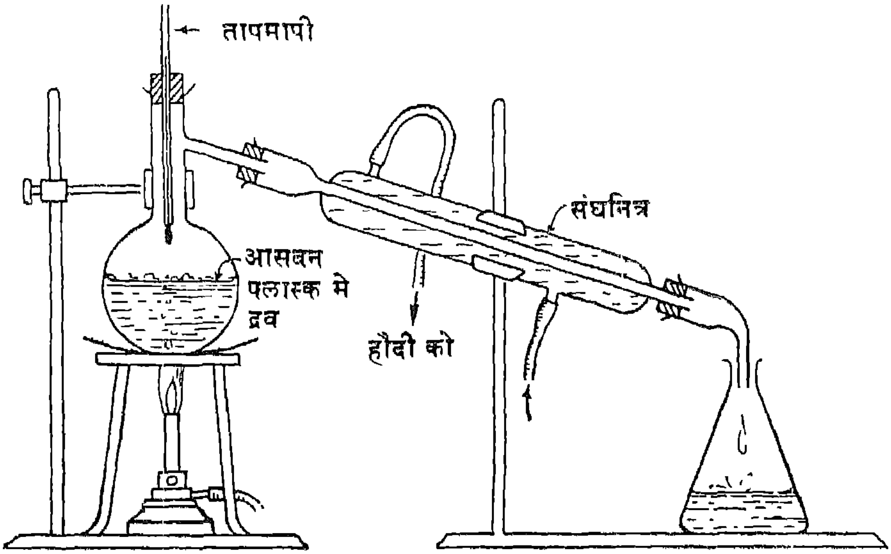
2.2 प्राकृतिक जल की अशुद्धताएँ

प्राकृतिक स्रोतों से जो पानी मिलता है उसमें कुछ अशुद्धताएँ घुली होती हैं और कुछ निलंबित होती हैं। इसमें रोग पैदा करने वाले जीवाणु या कीटाणु भी रहते हैं। भिन्न-भिन्न प्रकार के प्राकृतिक जल में से वर्षा का जल सबसे शुद्ध होता है। इसमें केवल ऑक्सीजन और कार्बन डाइ-ऑक्साइड जैसी गैसें घुली रहती हैं। अन्य प्रकार के प्राकृतिक जल में लवण घुले रहते हैं किन्तु कुओं, चश्मों, नदियों और झीलों के पानी में लवणों का अनुपात प्रायः बहुत थोड़ा होता है। लवणों का अनुपात समुद्र जल में बहुत अधिक, लगभग 3·5 प्रतिशत होता है। इन सबमें सबसे अधिक सामान्य याने खाने का *नमक* होता है जिसे *सोडियम क्लोराइड* कहते हैं। कभी-कभी चश्मों के पानी में घुले हुए पदार्थों की मात्रा काफी अधिक रहती है; ऐसे पानी को *खनिज जल* (मिनरल वाटर) कहा जाता है।

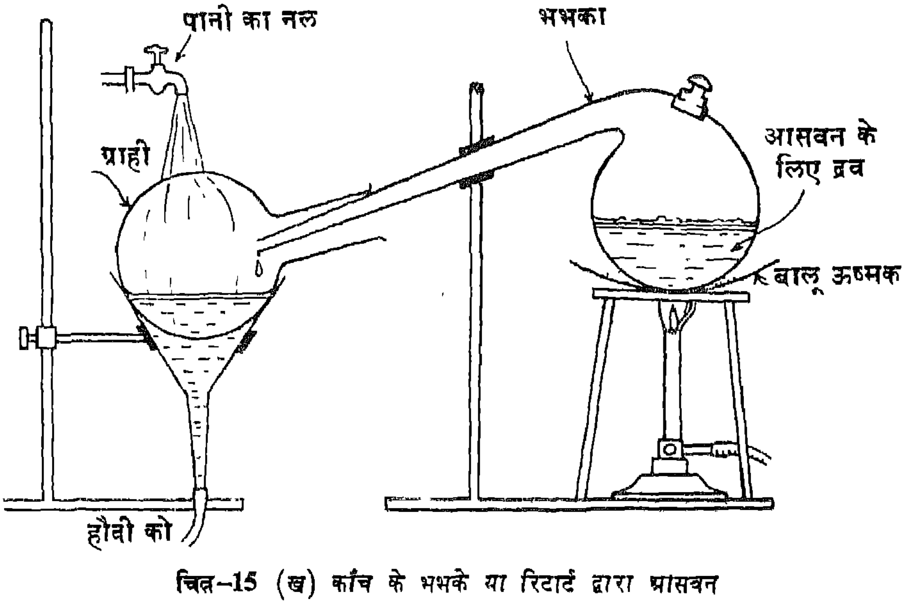
2.3 शुद्ध जल

वैज्ञानिक उपयोगों के लिए पानी हर प्रकार के घुले हुए पदार्थों से मुक्त होना चाहिए। ऐसा

पानी आसवन द्वारा प्राप्त होता है। आसवन का उपयुक्त उपकरण चित्र-15(क) और 15(ख) में दिखाया गया है।



चित्र–15 (क) आसवन फ्लास्क द्वारा आसवन



चित्र–15 (ख) काँच के भभके या रिटार्ट द्वारा आसवन

प्रयोग 2.

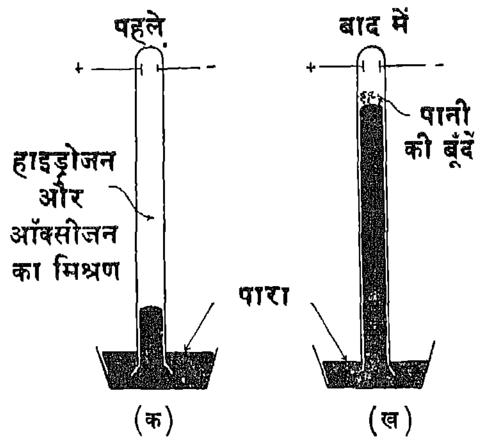
एक आसवन फ्लास्क मे थोडा-सा पानी लीजिए और जिस ढग से चित्र-15 (क) मे दिखाया गया है एक संघनित्र के जरिए इसे अभिग्राही से जोड़ दीजिए। नल का ठडा पानी संघनित्र में होकर बहने दीजिए और फ्लास्क को गर्म कीजिए। आप देखेंगे कि फ्लास्क का पानी भाप बन जाता है और संघनित होकर शुद्ध पानी के रूप में अभिग्राही में जमा होता जाता है। पानी में जो ठोस अशुद्धताएँ घुली है वे आसवन फ्लास्क में ही रह जाएँगी। आसवित पानी में थोडी-सी कार्बन डाइ-आक्साइड गैस हवा में से घुली रह सकती है।

2 4 पानी एक यौगिक है

वायु की तरह बहुत लंबे समय तक पानी को भी एक तरल पदार्थ समझा जाता रहा और अठारहवीं शताब्दी के अंतिम चरण तक यही विचार व्याप्त रहा। सन 1781–84 के वर्षो में प्रीस्टले केवेन्डिश और लाभोजियर ने यह देखा कि हाइड्रोजन और ऑक्सीजन के संयोजन संबंधी उनके प्रयोगो में पानी भी उत्पन्न हो जाता है। बाद में यह पाया गया कि विद्युत द्वारा पानी को हाइड्रोजन और ऑक्सीजन गैसों में अपघटित किया जा सकता है। इन प्रयोगो से यह पता चला कि पानी मूलतत्त्व नहीं है किन्तु यह मिश्रण भी नहीं है क्योकि इसके अवयवों को सरल रीति से अलग-अलग नही किया जा सकता जैसा कि मिश्रणों को किया जा सकता है। पानी को इसके अवयवो के रूप में अपघटित करने के लिए जटिल विधियों का सहारा लेना पडता हैं। इसके अतिरिक्त भार के अनुसार ये अवयव एक निश्चित अनुपात में ही सयोजित होते है। एक ग्राम हाइड्रोजन आठ ग्राम ऑक्सीजन से मिलकर नौ ग्राम पानी बनाती है।

प्रयोग 3 पानी उत्पन्न करने के लिए हाइड्रोजन और ऑक्सीजन का संयोजन

जैसा कि चित्र-16 में दिखाया गया है एक द्रोणी मे पारे के ऊपर एक गैस आयतनमापी नली मे मापित आयतन में हाइड्रोजन और ऑक्सीजन लीजिए। ऑक्सीजन गैस काफी अधिक माला मे लीजिए। काँच की नलकी में प्लेटिनम के तार पहुँचा कर चिनगारी पैदा करके दोनो गैसो के मिश्रण मे विस्फोट कीजिए। विस्फोट के बाद

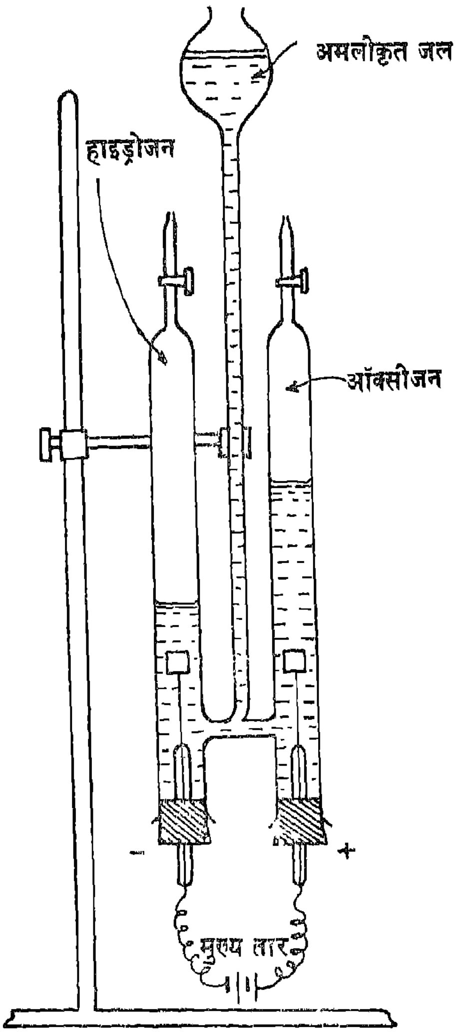


चित्र-16. *ऑक्सीजन और हाइड्रोजन के विस्फोट द्वारा भाप और पानी उत्पन्न करना। (क) पहले (ख) बाद मे।*

नलकी को ठंडा कीजिए। जो फाजिल गैस बच रही है, द्रोणी में और अधिक पारा डालकर दाब को समायोजित करके, फाजिल गैस के आयतन को नोट कीजिए। आप देखेंगे कि दो हिस्से हाइड्रोजन एक हिस्से ऑक्सीजन के साथ मिलती है, जिससे पानी उत्पन्न होता है और जो नलकी में पारे के तल के ऊपर संघनित हो जाएगा।

प्रयोग 4. बिजली के प्रवाह द्वारा पानी का अपघटन

जैसा कि चित्र-17 मे दिखाया गया है ऐसे पानी मे से विद्युत प्रवाह गुजारिए जिसमें थोडा-सा अम्ल (एसिड) मिला हो। यह काम वोल्टा-मीटर मे होना चाहिए। आप देखेंगे कि वोल्टामीटर की दोनो भुजाओं मे दो गैसे अलग-अलग



चित्र-17. *विद्युत धारा द्वारा पानी का अवघटन*

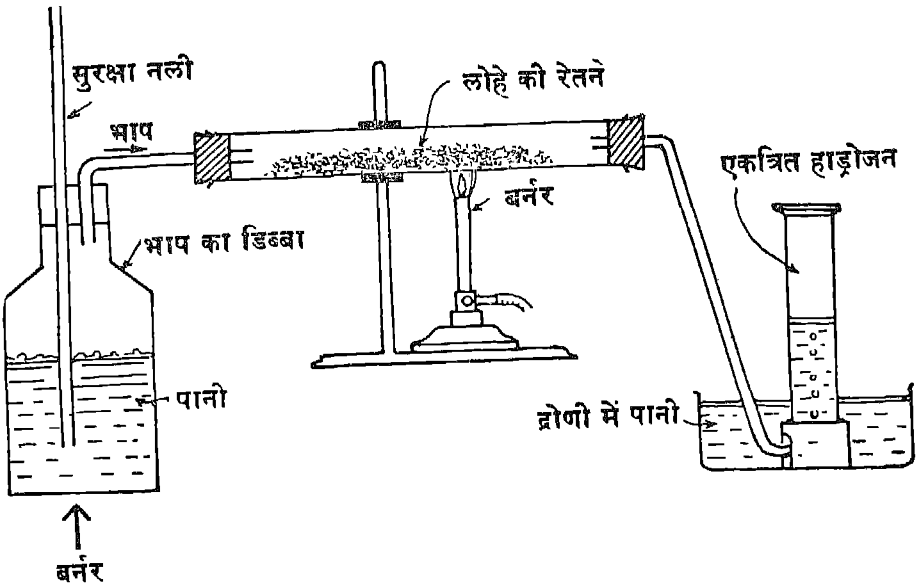
एकत्र हो जाती है और आप पाएँगे कि दोनो के आयतन का अनुपात हमेशा ही 1:2 रहता है । आप यह भी देखेगे कि उस गैस मे जिसका आयतन एक भाग है, दीप्त लकडी डालने से गैस उसे और जलाएगी, जिससे यह स्पष्ट हो जाता है कि यह गैस ऑक्सीजन है। इसके विपरीत जो गैस दुगुने आयतन मे है वह तब जलती है जब उसे जलाया जाता है और इस प्रकार यह हाइड्रोजन ही है। इससे यह प्रकट होता है कि पानी, ऑक्सीजन और हाइड्रोजन का रासायनिक यौगिक है और ये दोनों गैसें, आयतन के अनुसार 1.2 के अनुपात मे सयोजित है।

प्रयोग 5. लोहे की गर्म रेतनों द्वारा पानी का अपघटन

जिस प्रकार चित्र-**18** मे दिखाया गया है, उस प्रकार उपकरण को जमाइए। बड़े डिब्बे में पानी के गर्म होने से जो भाप उत्पन्न होगी उसे गर्म रेतनो के ऊपर से गुजारिए और इस प्रकार जो गैस निकले उसे पानी की द्रोणी मे उल्टाए हुए काँच के जार में जमा कीजिए। आप देखेंगे कि यह हाइड्रोजन की भाँति व्यवहार करती है। लोहे के ऑक्सीजन से मिलने से एक यौगिक बनता है। भाप मे से निकली हुई ऑक्सीजन लोहे के साथ मिलकर मैग्नेटिक ऑक्साइड नाम का यौगिक बनाती है । इस प्रयोग मे भाप मे से लोहे द्वारा ऑक्सीजन निकाल ली जाती है और हाइड्रोजन बच रहती है।

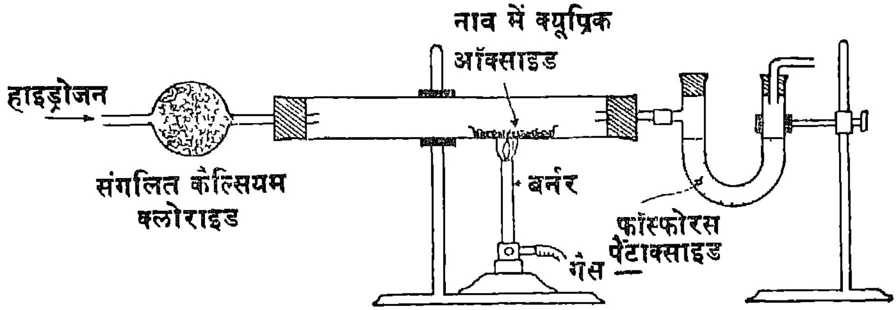
प्रयोग 6. भार के अनुसार पानी का सघटन

चित्र-19 की तरह उपकरण को जमाइए। ठीक एक ग्राम शुद्ध काला कॉपर ऑक्साइड (क्यूप्रिक ऑक्साइड) एक चीनी की नाव जैसी प्याली मे लेकर उसे दहननली में रखिए । इसे गर्म कीजिए और साथ मे इसके ऊपर से शुद्ध और



चित्र-18. *गर्म लोहे की रेतनों द्वारा पानी का अपघटन*

सूखी हाइड्रोजन की धारा गुजारिए। ऐसा करने पर क्यूप्रिक ऑक्साइड अपनी ऑक्सीजन छोड देगा जो हाइड्रोजन से मिलकर पानी बन जाएगी और तुली हुई U की शक्ल की नलकी में फॉस्फोरस पैंटाऑक्साइड या सलीन कैलसियम क्लोराइट इस पानी को सोख लेगा। जब क्यूप्रिक ऑक्साइड अधिकाश ताँबा (कॉपर) मे बदल जाए तो प्याली को तौलिए। आप देखेंगे कि अब भार में जो कमी हुई है वह उसी ऑक्सीजन के भार के कारण हुई है जो हाइड्रोजन से मिल चुकी है। प्रयोग के बाद U-नली को तौल लीजिए। इसके भार मे जो वृद्धि हुई है वह उत्पन्न हुए पानी के भार के बराबर है। पानी और ऑक्सीजन के भारो का जो अतर है उससे हाइड्रोजन के भार का पता चल जाएगा जो ऑक्सीजन से मिली है।



चित्र-19. *भार के अनुसार पानी का संघटन*

प्रेक्षण और परिकलन :

प्याली का भार+ऑक्साइड (प्रयोग से पहले)	···6 45 ग्राम
प्याली का भार+अवशेष (प्रयोग के पश्चात)	···6 05 ग्राम
ऑक्सीजन का भार	···6·45=6·05
	··· 0·40 ग्राम
U-नली का भार (प्रयोग से पहले)	···20 56 ग्राम
U-नली का भार (प्रयोग के पश्चात)	···21·01 ग्राम
उत्पन्न हुए जल का भार	···0 45 ग्राम
और संयुक्त हाइड्रोजन का भार	···0·45 – 0·40 =0 05 ग्राम

0·45 ग्राम पानी में 0·40 ग्राम ऑक्सीजन और 0·05 ग्राम हाइड्रोजन रहती है या कि 9 ग्राम पानी में 8 ग्राम ऑक्सीजन और एक ग्राम हाइड्रोजन रहती है।

अंत में यह भी जान लेना चाहिए कि पानी के गुण हाइड्रोजन और ऑक्सीजन दोनों से बिल्कुल भिन्न होते है और यह दोनों ही मूलतत्व हैं। इस प्रकार पानी एक विशेष प्रकार का *यौगिक* है। यौगिक उस पदार्थ को कहते है जिसमें निम्नलिखित लक्षण मिलते है।

(i) यह सभागी होता है।

(ii) इसके अवयव निश्चित समानुपात मे ही संयुक्त होते हैं।

(iii) इसके अवयव आसानी से अलग नहीं किए जा सकते।

(iv) इसके गुण अपने अवयवो के गुणो से भिन्न होते है।

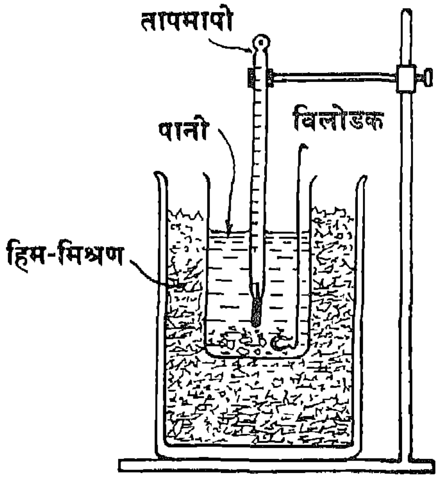
2.5 पानी के गुण

शुद्ध पानी रगहीन पारदर्शी द्रव है जिसमे कोई स्वाद या गध नही होती। पानी की मोटी परते हरियाली लिए हुए हल्के नीले रग की दिखाई पड़ती हैं। *पानी का हिमांक* स्थिर होता है और यह एक वायुमडल मे 0 डिग्री सेटीग्रेड माना जाता है। एक वायुमंडल दाब मे पानी का खौलने का बिंदु क्वथनाक 100 डिग्री सेटीग्रेड है। एक घन सेंटीमीटर पानी का द्रव्यमान 4 डिग्री सैटीग्रेट के तापमान पर एक ग्राम होता है और उसे घनत्व भी कहते है। ऊष्मा की इकाई एक कैलॉरी होती है और इससे 1 ग्राम पानी का तापमान 1 डिग्री सेंटीग्रेड बढ जाता है। इस प्रकार हमने देखा कि द्रव्यमान और ऊष्मा के मापने के लिए जल के गुणों के कारण मानक स्थापित हो गए है।

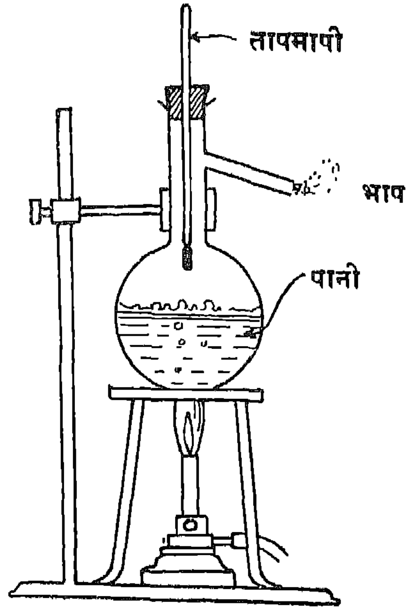
यहाँ द्रवो के एक सामान्य गुण पर जोर दिया जा सकता है। हर शुद्ध द्रव के जमने का और खौलने का एक निश्चित बिंदु होता है और हर द्रव का एक निश्चित घनत्व होता है।

प्रयोग 7. पानी के हिमांक का पता लगाना

एक बीकर लेकर उसे पानी से आधा भर लीजिए। जैसाकि चित्र-20 मे दिखाया गया है, पानी मे थोडा डूबता हुआ एक तापमापी लगाइए और जो ताप हो उसे नोट कर लीजिए। अब बीकर को नमक और बर्फ के मिश्रण मे एक दूसरे बर्तन मे दाब दीजिए और पानी को हिलाते रहिए। आप देखेंगे कि जब तक पानी जमने नही लगता तब तक तापमान बराबर गिरता जा रहा है। अब इस तापमान को भी नोट कर लीजिए। यही 0 डिग्री सेंटीग्रेड या पानी के जमने का बिंदु या हिमांक है।



चित्र-20. *पानी के हिमांक का पता लगाना*



चित्र-21 *पानी के क्वथनांक का पता लगाना*

प्रयोग 8 पानी के क्वथनांक का पता लगाना

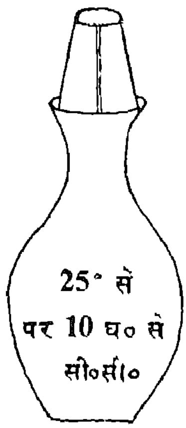
थोड़ा-सा पानी और कुछ झाबा पत्थर लेकर फ्लास्क को इस ढंग से बंद कीजिए कि इसकी डाट में से एक थर्मामीटर लगाया गया हो। चित्र-21 की तरह फ्लास्क को जमा कर रखिए। जब तक कि पानी खौलने न लगे तब तक उसे गर्म करते जाइए। उस समय का तापमान नोट कर लीजिए जब यह पानी में डूबा हुआ हो और तब का भी जबकि यह पानी के ऊपर हो और पानी खौल रहा हो। यह तापमान 100 डिग्री सेंटीग्रेड होता है और यह पानी खौलने का बिंदु है। यदि फ्लास्क में शुद्ध पानी नहीं लिया गया है तो तापमापी को खौलते पानी में डुबाना नहीं चाहिए क्योंकि तब यह और ऊँचा तापमान भी अभिलेख कर सकता है।

प्रयोग 9. पानी के घनत्व का पता लगाना

एक ऐसी घनत्व बोतल लीजिए जिस पर 10 घन सेंटीमीटर पर निशान लगा हो और इस बोतल को तौल लीजिए। जहाँ तक निशान लगा है वहाँ तक इसमें शुद्ध पानी भरिए। अब इसे बाहर से साफ करके तौल लीजिए। अब निम्न प्रकार से भारों का तौल कर लीजिए और इस क्रम से भार लिखते जाइए :

खाली बोतल का भार	...	30 ग्राम
बोतल का भार+पानी	...	40 ग्राम
पानी का भार	...	40—30 = 10 ग्राम
बोतल का आयतन	...	10 घन सेंटीमीटर
प्रति घन सेंटीमीटर पानी का द्रव्यमान	...	10/10 = 1 ग्राम

बस यही पानी का घनत्व है।



चित्र-22. *पानी के घनत्व का पता लगाना*

ऊष्मा के लिए पानी आश्चर्यजनक रूप से स्थिर रहता है। यह 1000 डिग्री सेंटीग्रेड के ऊपर जाकर ही अपघटित होने लगता है। यदि पानी शुद्ध होगा तो उसमे साबुन के झाग खूब उठेगें। ऐसे पानी को *कोमल* कहते है। जिस पानी मे कुछ और पदार्थ घुले हो, उस अशुद्ध पानी को *कठोर* कहते हैं। कठोर पानी में साबुन के झाग नहीं उठेगें। वहुत अधिक मात्रा में साबुन घुलने और अत्यधिक मात्रा में रहने और काफी हिलाए जाने से ही साबुन के झाग पैदा होते है। पानी मे जो कठोरता होती है वह कैल्सियम और मैग्नीशियम के लवणों के रहने के कारण ही होती है। विशेष विधियो द्वारा पानी की कठोरता को दूर किया जा सकता है। इन विधियों के बारे मे पुस्तक के दूसरे भाग में विचार किया गया है।

2.6 हाइड्रोजन गैस

सत्रहवी शताब्दी मे वान हैलमोंट ने पहली बार हाइड्रोजन गैस इकट्ठी की, किन्तु बहुत आगे चलकर हेनरी केवेन्डिश ने सन 1766 में हाइड्रोजन गैस के बारे मे अध्ययन किया। दोनो ने जस्त, लोहे और राँगे जैसी धातुओं पर तनु गधक के तेजाब या *हाइड्रोक्लोरिक* एसिड की अभिक्रिया द्वारा ही हाइड्रोजन गैस तैयार की। आज भी प्रयोगशाला मे सामान्यत· इसी विधि से हाइड्रोजन तैयार होती है।

प्रयोग 10. प्रयोगशाला मे हाइड्रोजन बनाना

एक वुल्फ बोतल लेकर इसे चित्र-23 की तरह फिट कीजिए। इसके एक मुह मे थिसिल-कीप लगाइए और दूसरे मुह में एक निकास नलकी लगाकर उसे पानी की द्रोणी मे डुबा दीजिए। वुल्फ बोतल मे जस्त के कुछ रवे रखिए। थिसिल-कीप में से इतना ही पानी छोडिए जिससे जस्त के टुकडे ढक जाएँ और थिसिल-कीप का सिरा डूब जाए। अब थिसिल-कीप मे सांद्रित गधक के तेजाब को छोडिए। आप देखेगे कि बोतल मे बुदबुदाहट होगी जो गैस बनने के कारण है। हवा को निकल जाने दीजिए और फिर जैसा कि चित्र-23 मे दिखाया गया है पानी के विस्थापन द्वारा जारो में गैस इकट्ठी कीजिए।

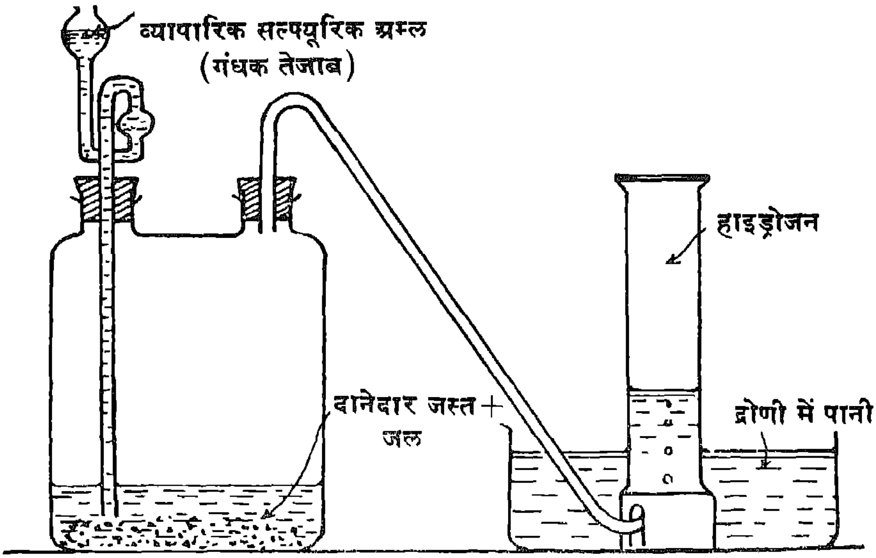
> *सावधानी :* हाइड्रोजन के हवा से मिलने से विस्फोटक मिश्रण बनता है।

इसलिए जारो मे हाइड्रोजन गैस जमा करने से पहले परखनली में गैस की परीक्षा कर लीजिए। यदि गैस शुद्ध होगी तो शाति से जलेगी और यदि इसके साथ वायु घुली-मिली होगी तो विस्फोट होगा।

हाइड्रोजन के निम्नलिखित गुणो को नोट कीजिए :

(i) यह गधहीन और रंगहीन गैस है।

(ii) इसका घनत्व अर्थात प्रति लिटर सघति 0·09



चित्र-23. प्रयोगशाला मे हाइड्रोजन का बनाना

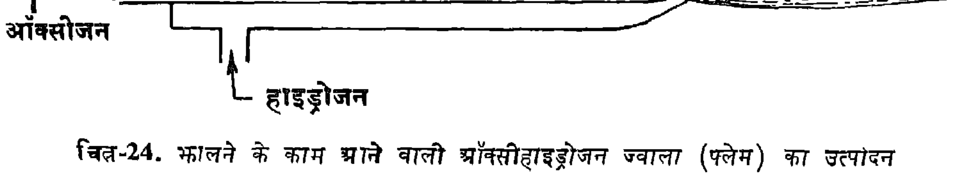
ग्राम है। यह सबसे हल्की गैस होती है और इसी कारण इसे गुब्बारो मे भरा जाता है।

(iii) यह पानी में बहुत कम घुलती है किन्तु निकल, पैलेडियम और प्लेटिनम जैसी धातुएँ इसकी काफी मात्रा को सोख लेती हैं।

(iv) यह बहुत ही ज्वलनशील है। इसी कारण प्रकृति मे यह शुद्ध रूप मे नही पाई जाती।

(v) यह बिजली की चिनगारी या किसी ज्योति के ज्वलन से ऑक्सीजन से संयोजन करती है और इसमे जोर का धमाका होता है। जब इसे बहुत-सी ऑक्सीजन की उपस्थिति में सावधानी से एक विशेष बर्नर मे जलाया जाता है, जैसा कि चित्र-24 में दिखाया गया है तो इससे बहुत ऊष्म ज्वाला उत्पन्न होती है जिसे आक्सीहाइड्रोजन फ्लेम कहते हैं जो झालने और धातुओ के पिघलाने के काम आती है।

(vi) हाइड्रोजन गैस धातुओं के ऑक्साइडों में से ऑक्सीजन को अलग कर देती है और उन्हे शुद्ध धातु के रूप मे छोड़ती हैं। इस प्रकार यह अपचायक है।



चित्र-24. झालने के काम आने वाली ऑक्सीहाइड्रोजन ज्वाला (फ्लेम) का उत्पादन

संक्षेप

पानी एक रासायनिक यौगिक है जो हाइड्रोजन और ऑक्सीजन गैसो से बनता है और यह दोनो गैसे स्वत. मूलतत्व हैं। रासायनिक यौगिक की परिभाषा यह है कि यह दो या अधिक तत्वो के संयोजन से बना हुआ एक संभागी पदार्थ है, जिसमें सब तत्व एक निश्चित अनुपात में संयुक्त होते हैं और इसके गुण अपने अवयवों के गुणो से भिन्न होते है।

पानी मे बहुत-से पदार्थ घुल जाते हैं और इसलिए इसमें घोलने की महान शक्ति है।

शुद्ध पानी मे साबुन के झाग बहुत जल्दी उठ आते है और ऐसे पानी को *कोमल पानी* कहते है। कठोर पानी में साबुन के झाग बहुत जल्दी नही उठते बल्कि एक गाढा-सा अवक्षेप बन जाता है।

प्राकृतिक पानी अशुद्ध होता है और शुद्ध करके इसे पीने योग्य बनाया जाता है ।

दोहराने के लिए प्रश्न

1 आप क्यो कहते हैं कि पानी एक द्रव है ?

2. यह सिद्ध करने के लिए कि पानी ऑक्सीजन और हाइड्रोजन का यौगिक है, एक प्रयोग बताइए ?

3. यह बताइए कि प्रयोगशाला में हाइड्रोजन और ऑक्सीजन कैसे बनाते हैं ?

4. इस कथन का क्या अर्थ है :
   - (क) ऑक्सीजन जलने में सहायक होती है।
   - (ख) हाइड्रोजन ज्वलनशील है।

5. ऐसा होने पर कौन-सी चीजें बनती हैं :
   - (क) हाइड्रोजन के वायु या ऑक्सीजन मे जलने पर।
   - (ख) ऑक्सीजन में मैग्नीशियम के फीते के जलने पर ।
   - (ग) लोहे की गर्म रेतनों के ऊपर से भाप के गुजरने पर।
   - (घ) गर्म कॉपर ऑक्साइड के ऊपर से हाइड्रोजन के गुजरने पर।

6. क्या यह कहना ठीक है कि जीवन के लिए पानी अनिवार्य है ?

7. बिजली की धारा द्वारा पानी के अपघटन के लिए उसमे थोड़ा-सा तेजाब क्यो डालते है।

8. प्राकृतिक पानी क्या है ? उन अशुद्धताओं का नाम लीजिए जो सामान्यतः प्राकृतिक पानी में होती है।

9. किस पानी को आप कठोर और किसको कोमल कहेंगे ?

10. आप कैसे सिद्ध करेंगे कि पानी कठोर है ?

11. पीने के लिए प्राकृतिक पानी को शुद्ध करना हमारे लिए क्यों आवश्यक है ?

अध्याय 3

कार्बन, सल्फर और फॉस्फोरस

3.1 कार्बन

पत्थर के कोयले और लकड़ी से हर एक परिचित होता है जोकि जलाने के लिए ईंधन के काम आते है। पत्थर का कोयला खानो से निकलता है और लकड़ी जंगलो से मिलती है। जब इन्हे वायु रहित भभके (रिटार्ट) में गर्म किया जाता है तो दोनों अपघटित हो जाते है। पत्थर के कोयले के इस प्रकार जलने से कोक बनता है और लकड़ी के जलने से *लकड़ी का कोयला* बनता है। कोक और लकडी के कोयले में अधिकाश *कार्बन* होती है।

जब तेल अपूर्ण रूप से जलता है तो इससे महीन कालिख बनती है, जिसे *काजल* या *कार्बन-ब्लैक* कहते है। यह प्रायः शुद्ध कार्बन होती है। कोक, लकड़ी का कोयला और काजल कार्बन के *रवाहीन* रूप है और तीनों भिन्न-भिन्न काम आते है। लकड़ी का कोयला ईंधन के और धातुओ के शोधने के काम आता है। बारूद बनाने मे भी इस कोयले का इस्तेमाल होता है, गैसो और वाष्प सोखने मे भी इसका प्रयोग होता है।

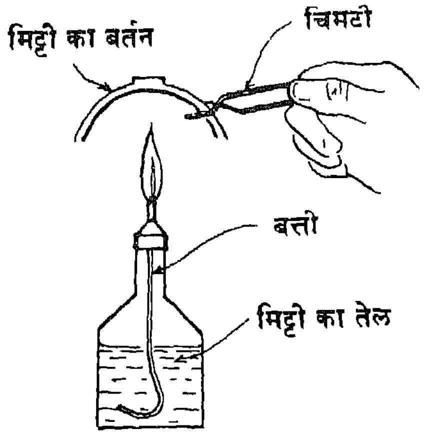
प्रयोग 1.

लोहे की डिब्बी में मिट्टी का तेल लीजिए और उसमे रुई की बत्ती लगाइए। लैप को जलाकर इसकी लौ के ऊपर चित्र-25 की तरह कोई मिट्टी का बर्तन या शीशे की तश्तरी रखिए। आप देखेंगे कि बर्तन के भीतर की ओर या कॉच की प्लेट पर बारीक-बारीक कालिख जम जाएगी। इसी को काजल कहते हैं।

कई धातुओं को उनके प्राकृतिक स्वरूप अर्थात खनिज रूप में से शोधने के लिए कोक का इस्तेमाल किया जाता है। काजल पेंट बनाने मे वर्णक की भाँति इस्तेमाल होता है। देसी स्याही और छपाई के काम आने वाली स्याहियो मे भी वर्णक के रूप में काजल काम आता है। रबड़ उद्योग में भी यह काम मे लाया जाता है।

प्रकृति मे कार्बन रवे (क्रिस्टल) के रूप मे भी मिलती है। इसके दो रूप *हीरा* और *ग्रेफाइट* है जो देखने में एक-दूसरे से बहुत भिन्न होते है। शुद्ध हीरा रगहीन होता है और यह चमकता भी है जबकि ग्रेफाइट गहरे धूसर रग का होता है। किन्तु दोनों एक ही मूलतत्व कार्बन के बने होते है और जब दोनों ऑक्सीजन की उपस्थिति में जलते है तो दोनों से ही कार्बन डाइऑक्साइड निकलती है। इसके अलावा यह और अधिक सरल पदार्थों मे अपघटित नहीं हो सकते। अत: कार्बन एक

मूलतत्व है और यह रवेदार तथा बिना रवे के रूपो मे पाई जाती है। इसके भिन्न-भिन्न रूपो के भौतिक गुण तो भिन्न-भिन्न होते है किन्तु रासायनिक गुण एक से होते हैं। किसी तत्व के दो या अधिक रूपो में पाए जाने की क्षमता को *अपरूपता*



चित्र-25. *तेल की डिब्बी की लौ के ऊपर मिट्टी के बर्तन पर कालिख का जमना*

(ऐलाट्रापी) कहते है, और भिन्न-भिन्न रूपो को *अपररूपी* रूपातरण कहते हैं। सब रूपों के ऑक्सीजन मे जलने पर केवल कार्बन डाइआक्साइड ही बनती है; 12 ग्राम भार की किसी रूप की कार्बन के जलने से वही (44 ग्राम) कार्बन डाइआक्साइड मिलेगी।

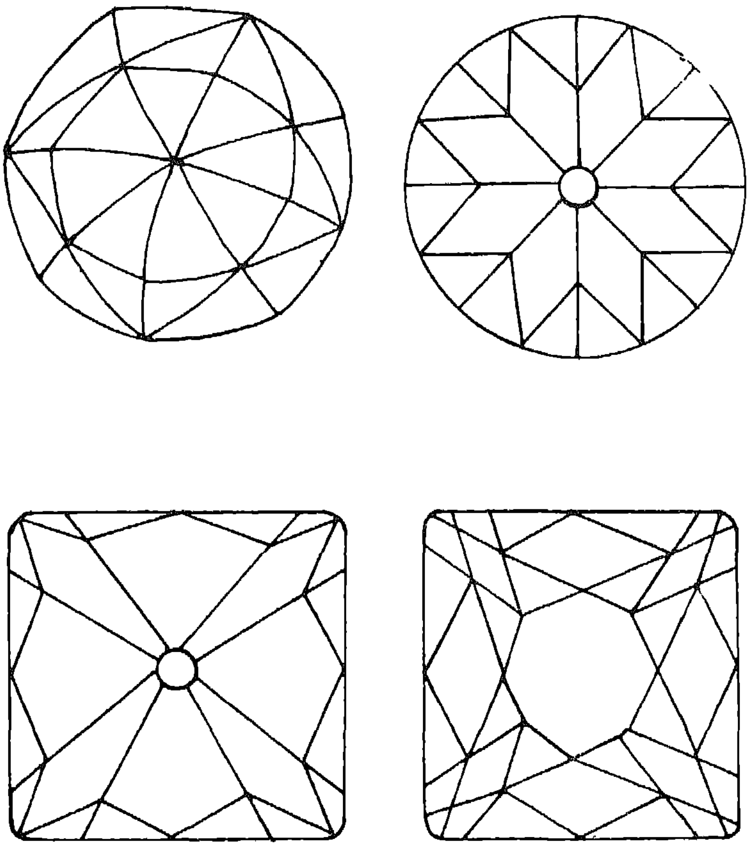
3.2 हीरे

यद्यपि हीरे प्रकृति मे मिलते अवश्य है किन्तु वे दुर्लभ है और इसी कारण बहुत मूल्यवान होते है। यह छोटे-छोटे रवो के रूप में या तो चट्टानो मे मिलते हैं या नदियो और चश्मो की तलहटियो में। इनका भार और आकार भी काफी भिन्न होता है। अब तक प्राप्त सबसे भारी प्राकृतिक हीरे का भार 620 ग्राम है। दक्षिणी अफ्रीका और कांगों में हीरे की बडी-बडी खाने है। रूस में ऊरल पर्वतो में, आस्ट्रेलिया और मध्य भारत में भी हीरे मिलते है।

प्राकृतिक हीरों को अभीष्ट शक्ल मे काटा और पालिश किया जाता है, इससे अधिक-से-अधिक चमक आती है और प्रकाश का परावर्तन होता है। हीरो को तराश कर आभूषणो में भी जडा जाता है। हालैंड में एम्सटर्डम नामक नगर मे हीरों का बहुत बडा उद्योग है। बहुत सफाई से कटे हुए और पूर्णत· पारदर्शक हीरों को अग्रेजी में 'ब्रिलिएंट्स' कहते है। चित्र-26 मे कुछ नमूने दिखाए गए है। ये हीरे बहुत मँहगे होते है।

कभी कभी हीरे अशुद्धताओ के कारण रंगीन भी होते है। ये नीले, हरे, लाल, गुलाबी या पीले रंग के होते हैं। धातुओ के लेशमात्र से हीरे मे रंग आ जाता है। बिल्कुल काले रग के भी हीरे होते हैं। इन्हें कार्बोनैडो कहते है और ये सस्ते होते है। हीरे क्योकि सबसे अधिक कठोर पदार्थ है, इस कारण यह अन्य सख्त चीजों को काटने के काम में लाया जाता है। हीरे से काँच को काटा जाता है और शैलों मे भी इसी से छेद किया जाता है। आजकल जितना हीरा निकाला जाता है उसमें से 80 प्रतिशत इस काम आता है। कुछ किस्म के हीरे सश्लिष्ट रूप मे भी बनते हैं।

हीरा कार्बन का सघनतम रूप है। इसका अपेक्षित घनत्व 3·5 है। ऊष्मा और विद्युत के लिए यह अचालक है। जब इसे वायु की अनुपस्थिति में बहुत गर्म किया जाता है तो यह ग्रेफाइट का रूप ले लेता है। जब हीरे को ऑक्सीजन की उपस्थिति में खूब गर्म किया जाता है तो यह जल जाता है और इससे कार्बन डाइआक्साइड निकलती है।



चित्र-26. *ब्रिलिएंट्स*

3.3 ग्रेफाइट

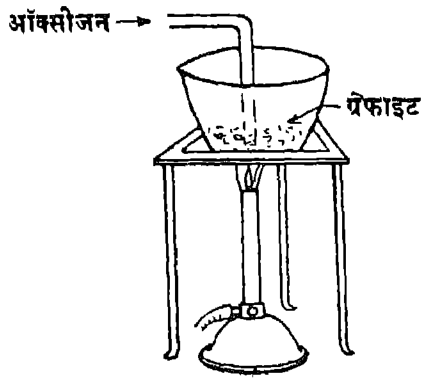
ग्रेफाइट मैक्सिको, कनाडा, मेडागास्कर, कैलिफोर्निया, भारत और लंका की खानो में प्रकृत रूप में मिलता है। यह गहरे धूसर से रंग का पदार्थ है और इसमे कुछ चमक भी होती है। इसका विशिष्ट घनत्व 2 2 है । यह अपारदर्शक होता है और छूने मे साबुन जैसा लगता है। कागज पर इससे लकीर खीचने पर इसके सूक्ष्म रवे (क्रिस्टिल) कागज पर रह जाते है । शीशे की कही जाने वाली पेंसिलें वास्तव में ग्रेफाइट से ही बनती है । ग्रेफाइट वायु मे नही जलता किन्तु शुद्ध ऑक्सीजन में जल जाता है ।

प्रयोग 2.

लोहे के क्रुसिबल या घडिया मे थोडा-सा ग्रेफाइट लीजिए और इसे हवा में खूब गर्म कीजिए। आप देखेंगे कि बहुत गर्म करने पर भी ग्रेफाइट नहीं जलेगा । अब ग्रेफाइट वाले क्रुसिबल को चित्र-27 की तरह इस ढग से गर्म कीजिए कि इसमें ऑक्सी-

जन की धारा बहती रहे। आप देखेंगे कि ग्रेफाइट ऑक्सीजन में जल जाएगा।

ग्रेफाइट हीरे से इस बात मे भिन्न है कि यह विद्युत का चालक भी होता है, भले ही मंद चालक हो। इसी कारण कभी-कभी इससे इलैक्ट्रोड्स भी बनाए जाते हैं। बारीक मिट्टी के साथ मिलाकर इससे क्रुसिबल बनाए जाते हैं जो बहुत ऊँचा तापमान सह सकते हैं। तेल के साथ ग्रेफाइट मिलाकर स्नेहक बनाए जाते है। स्नेहक वह पदार्थ होता है जो मशीनो की रगड दूर करके उन्हें चिकना करने के काम आता है। बहुत उच्च कोटि का ग्रेफाइट हाल मे ही परमाणु-भट्टियो में काम आने लगा है। कोक से भी कृत्रिम रूप से ग्रेफाइट तैयार किया जाता है और यह ग्रेफाइट प्राकृतिक ग्रेफाइट से बहुत अधिक शुद्ध और समाग होता है।



चित्र-27. *ग्रेफाइट ऑक्सीजन में जलता है, वायु में नहीं।*

हीरे और ग्रेफाइट की रासायनिक प्रतिक्रियाएँ एक जैसी होती हैं। दोनों ही अम्ल और क्षार के प्रति स्थायी होते हैं और जलने पर दोनो से कार्बन डाइआक्साइड बनती है, जो अम्लीय होती है।

कार्बन अधातु है। लोहे, ताँबे और सोने जैसे धातुओं की तुलना में यह हल्की होती है। यह विद्युत और ऊष्मा की चालक नहीं होती। ग्रेफाइट मंद चालक होता है और हीरा अचालक।

3.4 कार्बन डाइआक्साइड

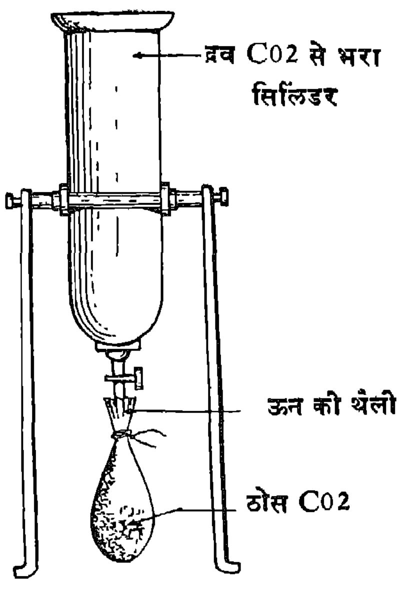
किसी भी रूप में कार्बन के जलने से कार्बन डाइआक्साइड उत्पन्न होती है। जैसाकि पहले बताया जा चुका है कुछ सीमा तक यह वायु मे रहती है। कार्बनिक पदार्थों के जलने और अपघटित होने तथा प्राणियो के साँस लेने के कारण वायु में कार्बन डाइआक्साइड रहती है।

कार्बन डाइआक्साइड रंगहीन गैस है और इसमे कोई गंध भी नही होती। वायु से यह 1·5 गुना भारी होती है। सामान्य परिस्थितियो मे 1 लिटर कार्बन डाइआक्साइड का भार 1·98 ग्राम होता है। वह पानी मे काफी घुल जाती है और दबाव पड़ने पर और अधिक घुल जाती है। इसका जलीय विलय या घोल *कार्बनिक एसिड* कहलाता है। यह स्वाद में तीखा होता है और सोडा-वाटर की तरह इस्तेमाल किया जाता है। इससे नीला लिटमस लाल हो जाता है। कार्बन डाइआक्साइड गैस को दबाव के अधीन और सामान्य तापमान पर तरल रूप मे बदला जा सकता है। द्रव कार्बन डाइआक्साइड इस्पात के सिलिंडरो में भर कर रखी जाती है। ठोस कार्बन डाइआक्साइड भी होती है और इसे *सूखी बर्फ* (ड्राई आईस) कहते हैं।

प्रयोग-3 कार्बन डाइआक्साइड-हिम या सूखी बर्फ कैसे बनाएँ

जैसाकि चित्र-28 मे दिखाया गया है तरल कार्बन डाइआक्साइड से इस्पात के सिलिंडर को दाब के अधीन उल्टा कर दीजिए। निकासी वाल्व के ऊपर एक छोटा-सा ऊन का काला थैला बाँध दीजिए। वाल्व को कुछ सेकंड के लिए खोलिए ताकि द्रव थैले मे तेजी से बह कर आने लगे। आप देखेंगे कि थैले के भीतर की ओर सूखी बर्फ जम जाएगी।

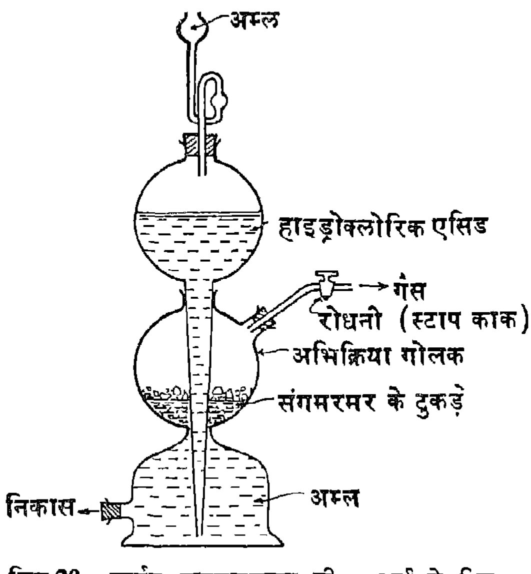
कार्बन डाइआक्साइड बहुत उपयोगी होती है। यह जलने में असहायक होती है और आग बुझा देती है। इसी कारण आग बुझाने के काम आती है। आग बुझाने के यंत्रों में कार्बन डाइआक्साइड ही भरी जाती है। औद्योगिक रूप में यह कपड़े धोने का सोडा बनाने के काम आती है और चीनी उद्योग तथा पेय पदार्थों मे वातन के काम भी आती है। सूखी बर्फ का जल्दी खराब होने वाली वस्तुओं को सुरक्षित रखने में प्रयोग किया जाता है। आइसक्रीम के तैयार करने और भर कर रखने तथा उन कामों मे भी इसका उपयोग किया जाता है, जिनके लिए नीचे तापमान की आवश्यकता होती है। प्रकृति में कार्बन डाइआक्साइड का बहुत महत्वपूर्ण स्थान है। सूर्य के प्रकाश और क्लोरोफिल नामक हरे वर्णक की उपस्थिति मे पौधो मे यह ग्लूकोज और माडी के रूप मे बदल जाती है।



चित्र 28 *सूखी बर्फ का बनाना*

औद्योगिक अर्थात बड़े पैमाने पर कार्बन डाइआक्साइड चूना बनाने मे चूने के पत्थर के जलने से या शर्कराओ अथवा माडी के किण्वन होकर अल्कोहल बनने के समय उद्योत्पादन के रूप में प्राप्त होती है।

प्रयोगशाला मे इसे प्राय: संगमरमर के टुकडों पर वूल्फ बोतल में हाइड्रोक्लोरिक एसिड की अभिक्रिया से तैयार किया जाता है, जैसाकि चित्र-32 (क) में दिखाया गया है। किप के उपकरण में कार्बन डाइआक्साइड भी बनाई जाती है जिसमें से जब और जैसे चाहो गैस बराबर मिलती रहती है। किप का उपकरण चित्र-29 में दिखाया गया है।



चित्र-29. *कार्बन डाइआक्साइड की सप्लाई के लिए किप का उपकरण*

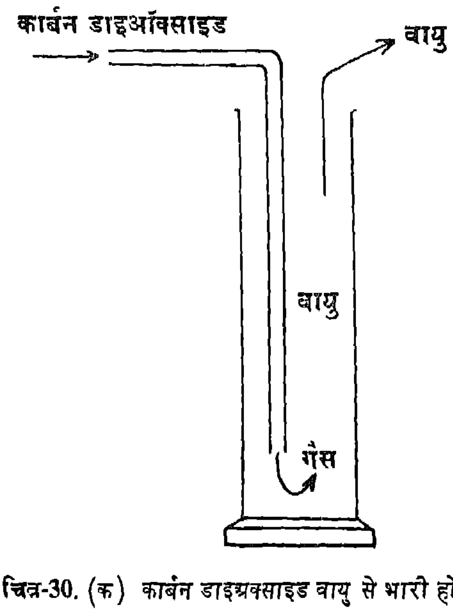
प्रयोग 4.

किप के उपकरण के बीच के गोले में संगमरमर के छोटे-छोटे टुकड़े रखिए। इस गोले के मुँह को

रबड़ की ऐसी डाट से बंद कीजिए जिसमे काँच का स्टापकाक पड़ा हो। स्टापकाक को खोल कर थोड़ा-सा तनु हाइड्रोक्लोरिक एसिड ऊपर के गोले में छोड़िए और इतना एसिड छोड़िए कि सगमरमर के टुकड़ों को यह छूने लगे। स्टापकाक को बंद कर दीजिए और अधिक एसिड छोड़िए ताकि ऊपर का गोला एक चौथाई भर जाए। अब गैस की सप्लाई करने के लिए उपकरण तैयार है और स्टापकाक खोलकर जब चाहे गैस प्राप्त की जा सकती है। गैस को कुछ जारों में इकट्ठा कीजिए और उसके निम्न-लिखित गुणो की ओर ध्यान दीजिए:

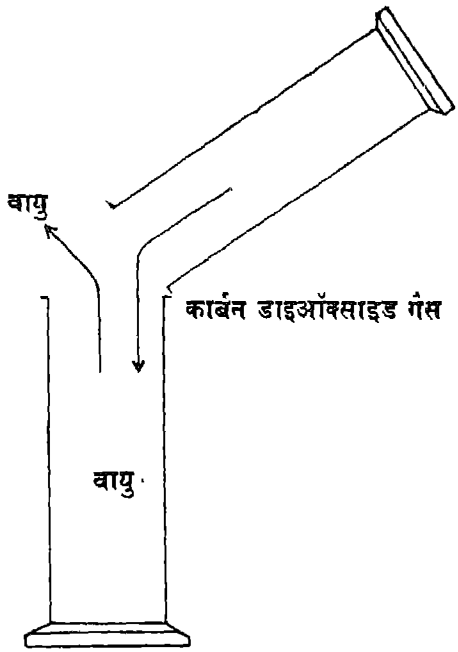
(1) गैस रगहीन और गधहीन है।

(2) यह गैस वायु से भारी है और इसे जैसा-कि चित्र-30 (क) मे दिखाया गया है ऊपर की ओर वायु के विस्थापन द्वारा इकट्ठा किया जा सकता है।



चित्र-30. (क) कार्बन डाइअक्साइड वायु से भारी होती है। इसे ऊपर की ओर वायु के विस्थापन द्वारा एकत्र किया जा सकता है।

(3) इसे जैसाकि चित्र-30 (ख) में दिखाया गया है, एक जार से दूसरे जार में पलटा जा सकता है।

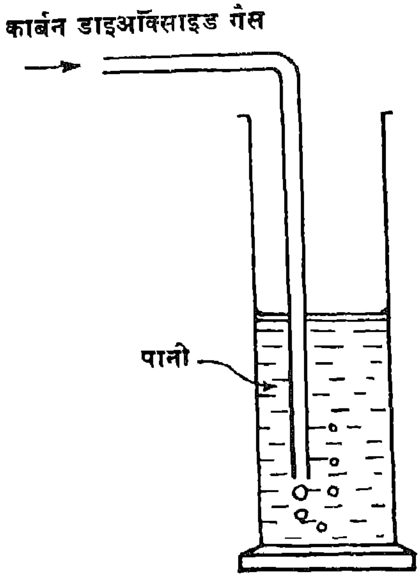


चित्र-30. (ख) कार्बन डाइआक्साइड भारी गैस है। इसे एक जार से दूसरे जार मे पलटा जा सकता है।

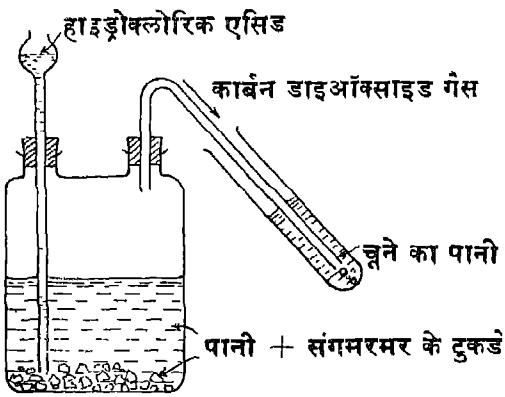
(4) यह जल मे घुल जाती है और इसका जलीय घोल नीले लिटमस को लाल कर देता है। (चित्र-31 देखिए)

(5) यह चूने के पानी को दूधिया बना देती है और जब गैस लगातार छोड़ी जाती है तो यह दूधियापन गायब हो जाता है। (देखिए चित्र-32 (क)

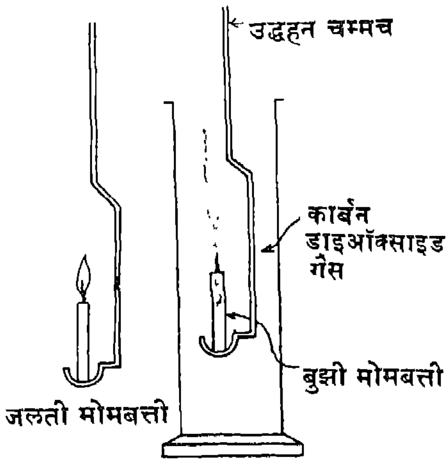
(6) जलती हुई मोमबत्ती इससे बुझ जाती है (देखिए चित्र-32 (ख)



चित्र-31. कार्बन डाइआक्साइड जल में विलयशील है।



चित्र-32. (क) कार्बन डाइआक्साइड चूने के पानी को दूधिया बना देती है।



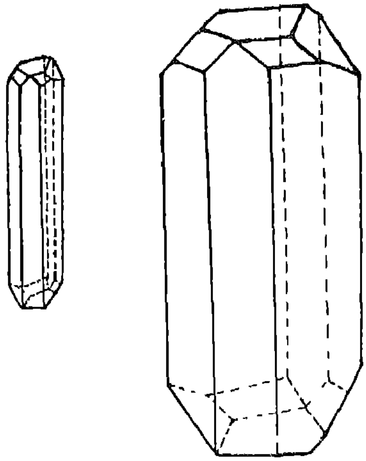
चित्र–32 (ख) कार्बन डाइआक्साइड से जलती हुई मोमबत्ती बुझ जाती है।

3.5 गंधक

गंधक भी एक अधातु है जो प्रकृति में मुक्त रूप में मिलती है। सामान्य गंधक पीले रग का ठोस द्रव्य है और इसके विषमलंबाक्ष क्रिस्टल होते हैं। (चित्र-33 देखिए)। यह पानी मे नही घुलती किन्तु कार्बनिक विलायकों जैसे कार्बन डाइसल्फाइट और कार्बन टैट्राक्लोराइड में शीघ्र घुल जाती है।

प्रयोग 5.

तीन परखनलियाँ लीजिए। एक में पानी, दूसरी में कार्बन डाइसल्फाइड और तीसरी मे कार्बन टट्राक्लोराइड लीजिए। तीनों मे गधक का थोड़ा-थोड़ा चूरा डालिए। फिर तीनों को खूब हिलाइए। आप देखेगे कि गंधक पानी में नही घुलती किन्तु अन्य दोनों द्रवों में घुल जाती है। इन घोलों को वाच ग्लासो में लेकर इनका वाष्पन कीजिए। ऐसा करने पर गंधक के सुन्दर पीले क्रिस्टल (रवे) बन जाएँगे।



चित्र–33. *गंधक के विषमलंबाक्ष क्रिस्टल*

प्राकृतिक रूप में गंधक या तो भूमि की ऊपरी परत के नीचे, गहरी तलहटियों में या ज्वालामुखी क्षेत्रों में भूमि के ऊपर ही पाई जाती है। संयुक्त राज्य अमेरिका, इटली और जापान में भारी मात्रा में गंधक होती है। इटली में गंधक की खानें सिसली में ज्वालामुखियों के पास मिलती हैं। संसार की 13 प्रतिशत गंधक वहीं से मिलती है। संयुक्त राज्य अमेरिका में टैक्सास और लुइसियाना के पास भूमि में लगभग 1000 फुट की गहराई पर मिलती है। यह भी दुनिया भर में गंधक का बहुत बड़ा भंडार माना जाता है।

3.6 उत्पादन और शोधन

यदि पृथ्वी की सतह पर गंधक पाई जाती हो तो साधारण खनन द्वारा इसे निकाला जा सकता है। यदि यह गहराई पर पाई जाती है तो इसे गर्म हवा और अति तप्त पानी छोड़कर बाहर निकाला जाता है। यह गंधक 99 5 प्रतिशत शुद्ध होती है। आसवन और ऊर्ध्वपातन द्वारा इसे और अधिक शुद्ध किया जा सकता है। अशुद्ध गंधक को ऐसे बर्तनों में गर्म किया जाता है जो ठंडे कक्ष से जुड़े होते हैं। ठंडे कक्ष में जाकर गंधक की वाष्प ठंडी पड़ जाती है और आरंभ में हल्के पीले रंग के चूर्ण के रूप में जमा होने लगती है। इस चूर्ण को *गंधक के फूल* कहते हैं। कुछ देर के बाद कक्ष गर्म हो जाता है और उसके फर्श पर एक द्रव्य-सा दिखाई देने लगता है। पिघली हुई इस गंधक को शलाकाओं का रूप दे दिया जाता है और इन्हें गंधक शलाका कहते हैं।

3.7 गंधक का महत्व

गंधक महत्वपूर्ण रासायनिक पदार्थ है और बहुत-से उद्योगों में काम आती है। गंधक का अम्ल या तेजाब भी इसीसे बनता है। रबड़ उद्योग में वैकल्नीकरण भी गंधक से ही किया जाता है। एबोनाइट भी कच्चे रबड़ और गंधक के मेल से बनता है जो विद्युत रोधन पदार्थ है। बारूद जैसे विस्फोटक पदार्थ और *अल्ट्रामैरिन* नामक नीले वर्णक गंधक से ही बनते हैं। कार्बन डाइसल्फाइड जैसे विलायक भी इसी से तैयार होते हैं। कीड़े मारने में भी इसका इस्तेमाल किया जाता है और कुछ दवाओं में भी गंधक काम में लाई जाती है।

3.8 गंधक के रूप और तात्विक विशेषताएँ

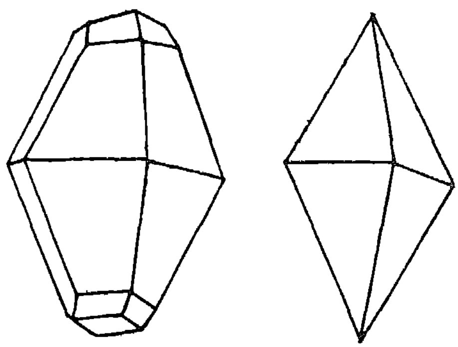
कार्बन की तरह गंधक भी कई रूपों में पाई जाती है। कुछ रवेदार (क्रिस्टलीन) और कुछ रवा-हीन होते हैं। इन सबके ऑक्सीजन में जलने से सल्फर डाइआक्साइड ही बनता है। किसी रूप में भी एक ग्राम गंधक के जलने से उतनी ही मात्रा में अर्थात 2 ग्राम सल्फर डाइआक्साइड बनता है।

गंधक के जो भिन्न-भिन्न रूप हैं उनके केवल भौतिक गुणो में ही अंतर दिखाई देता है और इसी कारण इन्हें गंधक का अप्ररूपी रूपांतरण कहते हैं ।

साधारण गंधक रवेदार या क्रिस्टलीय होती है। यह कार्बन डाइसल्फाइड और बेंजीन जैसे विलायकों में से विषमलंबाक्ष क्रिस्टलों का रूप धारण करती है जैसाकि चित्र-33 में दिखाया गया है। गर्म करने पर अन्य रवेदार पिडो के समान गधक भी पिघल जाती है। यह जिस तापमान पर पिघलती है उसे *गलनांक* कहते हैं। *विषमलंबाक्ष गधक* का गलनाक 112·8 डिग्री सेंटीग्रेड है। इसका विशिष्ट घनत्व 2 07 है।

प्रयोग 6. एकनताक्ष गंधक का बनाना

थोड़ी-सी साधारण गंधक लेकर उसे एक प्याली में पिघलाइए और फिर इसे धीरे-धीरे तब तक ठंडा कीजिए जब तक इसके ऊपर एक पपड़ी न जम जाए। इस पपड़ी में सूई से छेद कर दीजिए और तरल गंधक को इसमे से बाहर निकाल लीजिए। बची हुई गंधक मे गहरे पीले रंग की सुई जैसे रवे (क्रिस्टल) होंगे जैसेकि चित्र-34 मे दिखाए



चित्र-34. *गंधक के एकनताक्ष क्रिस्टल*

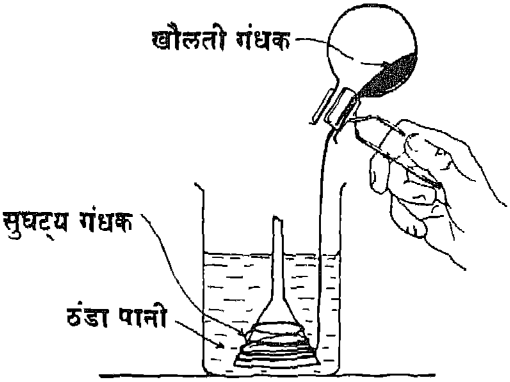
गए हैं। इसे B-सल्फर (*Greek*—B-*Sulphur*) या *एकनताक्ष गंधक* कहते है। यह 119·2 डिग्री सें० पर पिघलती है और इसका विशिष्ट घनत्व 1·96 होता है। यह 119 2 डिग्री से० और 95·5 डिग्री सें० के बीच में स्थायी रहती है। इससे नीचे तापमान पहुँचने पर फिर से विषमलंबाक्ष गंधक में बदल जाती है ।

प्रयोग 7. सुघट्य गधक का बनाना

एक गोल तली की फ्लास्क में पिसी हुई गंधक शलाका लीजिए और इसे हल्के-हल्के गर्म कीजिए। आप देखेगे कि जब गंधक को धीरे-धीरे गर्म करके खौलने के बिंदु तक गर्म किया जाता है तो इसमें बड़े मनोरंजक परिवर्तन होते हैं। यह 112·8 डिग्री सें० पर पीले द्रव्य में बदल जाती है। फिर और अधिक गर्म करने पर लाल भूरे रंग की हो जाती है और 250 डिग्री सें० पर यह इतनी श्यान हो जाती है कि इसे फ्लास्क से बाहर नहीं पलटा जा सकता ।

लगभग 300 डिग्री सें० पर श्यान गंधक फिर से गतिशील हो जाती है और 444·6 डिग्री सें० पर यह खौलने लगती है और इसमें से नारंगी-पीले रंग की वाष्प निकलने लगती है। आप यह भी देखेंगे कि खौलती हुई गधक को जब धीरे-धीरे ठंडा किया जाता है तो इसमें पहले जैसे ही परिवर्तन उलटी दिशा मे होने लगते हैं। अब खौलती हुई तथा पिघली हुई गधक को एक बीकर मे पतली-सी धार से ठंडे पानी मे उलटाई हुई कीप पर छोड़िए जैसाकि चित्र-35 में दिखाया गया है। आप देखेंगे कि गंधक गाढ़ी-गाढ़ी भूरे रंग की डोरी की तरह बन जाएगी। वह *सुघट्य गंधक* है। यह रवाहीन गंधक है और यह पानी तथा कार्बन डाइसल्फाइड मे नहीं घुलती। किन्तु इस रूप में भी यह अस्थायी

होती है और यदि इसे एक दिन ऐसे ही रखा जाए तो यह फिर विषमलंबाक्ष रूप धारण कर लेती है। जब खौलती हुई गधक की बाष्प को एकदम ठडा किया जाता है तो यह गंधक के फूलों (फ्लावर्स ऑफ सल्फर) के रूप में संघनित हो जाती है ।



चित्र-35. *सुघट्य गंधक का बनाना*

गुणो की दृष्टि से गधक भी कार्बन की तरह एक प्ररूपी अधातु है। यह अचालक है। इसके तार नहीं खींचे जा सकते और न ही इसे धातुओं की तरह हथौडे से पीट कर बढ़ाया जा सकता है। यह ताँबे, लोहे और जस्त जैसी धातुओ से संयोजित होकर यौगिक बनाती है, जिन्हे *सल्फाइड* कहते हैं। यह वायु या ऑक्सीजन में जल जाती है और इससे सल्फर डाइआक्साइड निकलती है जो अम्लीय होती है और नीले लिटमस को लाल कर देती है। जब खौलती हुई गंधक में से हाइड्रोजन गुजारी जाती है तो एक महत्वपूर्ण गैसीय यौगिक बन जाता है। उसे *हाइड्रोजन सल्फाइड* कहते हैं। गधक अधातुओं से भी सयोजित होती है किन्तु धातुओ की अपेक्षा कम ओज से सयोजित होती है। जब गंधक कोक के साथ बहुत प्रबलता से गर्म की जाती है तो गंधक और कार्बन के मेल से एक महत्वपूर्ण विलायक तैयार होता है जिसे *कार्बन डाइसल्फाइड* कहते है।

3.9 सल्फर डाइआक्साइड

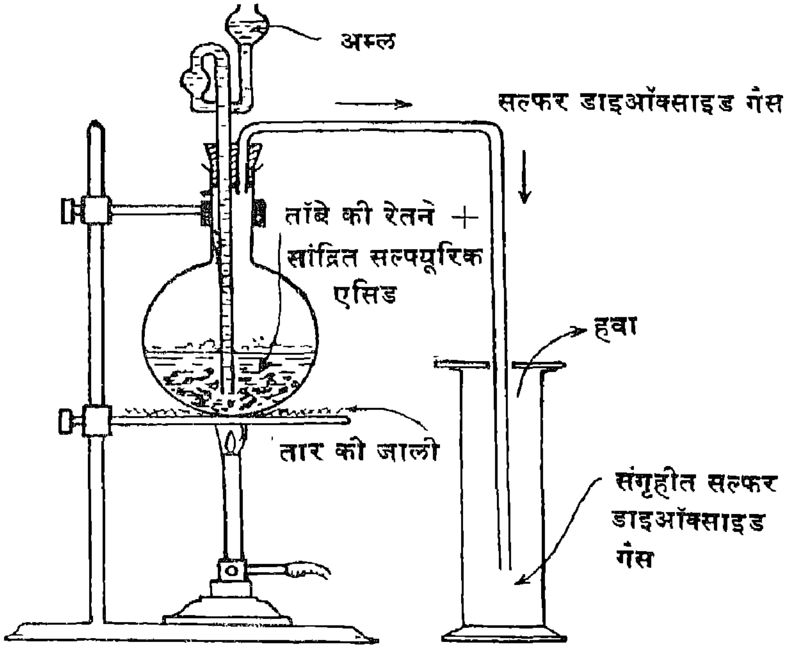
जब गधक को या लोहे के सल्फाइड जैसे धातुओ के सल्फाइडो को हवा में जलाया जाता है तो सल्फर डाइआक्साइड गैस तैयार होती है। उद्योगो मे भी यह इसी ढग से तैयार की जाती है। प्रयोगशाला में यह आमतौर से ताँबे की छीलन और सांद्रिक गंधक के तेजाब के साथ गर्म करने से बनाई जाती है। नीचे के प्रयोग मे इस विधि को समझाया गया है।

प्रयोग 8.

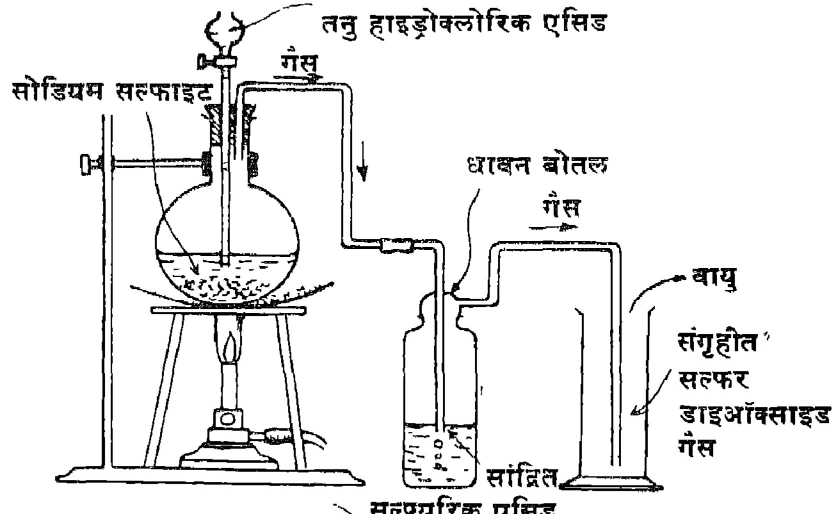
250 घन सें० के गोल तली के फ्लास्क में थोडी-सी ताँबें की छीलन लीजिए। अब इसे एक थिसिल कीप और निकासी नलकी से जोड़िए जोकि चित्र-36 की तरह गैस जार मे पडी हुई हो।

कीप में से फ्लास्क मे थोड़ा-सा सान्द्रित गंधक का तेजाब (सल्फ्यूरिक एसिड) छोड़िए। तारों की जाली नीचे रखकर फ्लास्क को गर्म कीजिए। अब क्रिया आरंभ होगी। ताँबे से गधक का तेजाब अपघटित होगा और सल्फर डाइआक्साइड बन जाएगी। हवा के ऊपर के विस्थापन द्वारा जारो में गैस भरिए।

प्रयोगशाला मे सल्फर डाइआक्साइड और भी आसानी से तैयार किया जा सकता है। इसकी विधि यह है कि जैसाकि चित्र-37 मे दिखाया गया है, ठोस सोडियम सल्फाइट पर गधक का तेजाब या हाइड्रोक्लोरिक एसिड डाला जाता है।



चित्र–36. प्रयोगशाला में ताँबे और सांद्रित गंधक के तेजाब से सल्फर डाइआक्साइड का बनाना



चित्र-37. प्रयोगशाला में सल्फाइट और एक अम्ल से सल्फर डाइआक्साइड का बनाना

गैस के गुणों का ध्यान से अध्ययन कीजिए और आप देखेंगे कि—

(1) गैस रगहीन होती है और इसकी गंध दम घोटने वाली होती है।

(2) गैस वायु से भारी होती है।

(3) यह गैस पानी में बहुत ही अच्छी तरह विलीन हो जाती है, और इसके बाद जो घोल बनता है, वह अम्लीय होता है।

प्रयोग 9. झरना प्रयोग

एक फ्लास्क में सूखी सल्फर डाइआक्साइड ले लीजिए। फ्लास्क के मुंह मे ऐसी डाट लगाइए जिसमें से काँच की नली गुजर रही हो। काँच की नली समेत फ्लास्क को उलट दीजिए ताकि काँच की नली रंगीन पानी में डूबी रहे। यह पानी चित्र-38 की तरह नीले लिटमिस से रंगीन किया गया हो। आप देखेंगे कि कुछ देर बाद रंगीन पानी फ्लास्क में चढ़ता है और फव्वारे की तरह पानी नलकी से निकलने लगता है और नीले की बजाय लाल होता चला जाता है। इससे यह पता चलता है कि फ्लास्क में जो गैस है वह अम्लीय प्रकृति की है।

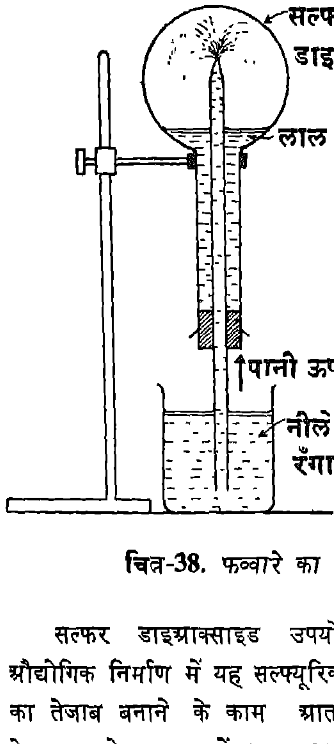
(4) गैस जलती नहीं।

प्रयोग 10.

गैस से भरे हुए एक जार मे जलती हुई लकडी की खपची डालिए। आप देखेंगे कि खपची एकदम बुझ जाएगी और गैस भी नही जलेगी।

(5) अम्ल युक्त पोटासियम परमैंगनेट के घोल को यह गैस रंगहीन कर देती है जबकि यह घोल में से गुजरती है या घोल ऐसे जार में उलट दिया जाता है जिसमें गैस भरी हो।

(6) लाल फलालेन के गीले टुकड़े का यह गैस रंग उड़ा देती है। इसी तरह यदि गैस भरे जार में रंगीन फूल डाला जाए तो उसका रंग भी उड़ जाता है।



चित्र-38. *फव्वारे का प्रयोग*

सल्फर डाइआक्साइड उपयोगी पदार्थ है। औद्योगिक निर्माण में यह सल्फ्यूरिक एसिड या गंधक का तेजाब बनाने के काम आता है। गंधक का तेजाब प्रयोगशाला में बहुत महत्वपूर्ण अभिकर्मक होता है और रसायन उद्योग मे इससे और बहुत-से रसायन बनते हैं।

सल्फर डाइआक्साइड बहुत से अतिसूक्ष्म जीवाणुओं को मार डालता है और इस कारण यह फफूंद और जीवाणुओ को नष्ट करने के काम आता है। खूबानी और प्रून (Prunes) जैसे फलों को सुखा कर रखने में यह परीक्षक का काम देता है। चूने के पानी में सल्फर डाइआक्साइड के घोल से लकड़ी से कागज तैयार होता है। तिनको, ऊन और रेशम का रंग उड़ाने के

लिए सल्फर डाइआक्साइड का इस्तेमाल किया जाता है ।

3.10 हाइड्रोजन सल्फाइड या सल्फ़रेटेड हाइड्रोजन

हाइड्रोजन सल्फाइड बहुत ही दुर्गंध वाली रंग-हीन गैस है। किन्तु रासायनिक विश्लेषण मे यह बहुत उपयोगी होती है। हर रसायन प्रयोगशाला मे यह गैस आपको मिलेगी और यह चित्र-29 (देखिए कार्बन डाइआक्साइड) मे दिखाए गए किप के उप-करण मे तैयार होती है। चित्र-23 मे दिखाई गई वूल्फ बोतल में तनु अम्ल (प्रायः *गंधक का तेजाब*) आयरन सल्फाइड पर डालने से भी यह गैस बनती है। वायु से ऊपर की ओर विस्थापन द्वारा यह गैस जमा की जाती है। यह ध्यान रखे कि गैस की गंध बहुत *अप्रिय* और सड़े अंडो की जैसी गंध होती है। साथ ही यह गैस *विषैली* भी होती है।

हाइड्रोजन सल्फाइड वायु से कुछ भारी होती है। यह पानी में घुल जाती है और इसका जलीय घोल हल्का अम्लीय होता है। क्षारों के साथ इसकी अभिक्रिया से सल्फाइड बनते है। बहुत-से धातु लवणों के साथ इसकी अभिक्रिया से रंगीन सल्फाइड बनते हैं।

प्रयोग 11.

किप के उपकरण से हाइड्रोजन सल्फाइड ताँबे, सीसे, कैडमियम और ऐंटीमनी के लवणो के घोलों में छोड़िए। गैस छोड़ने पर सब घोलों में अलग-अलग रंग (काला, पीला और नारंगी) आएगा।

प्रयोग 12.

हाइड्रोजन सल्फाइड भरे जार में जलता हुआ फीता डालिए। आप देखेंगे कि यह गैस ज्वलनशील है और इसके जलने से नीली लौ निकलती है।

3.11 फॉस्फोरस

फॉस्फोरस भी एक और प्ररूपी अधातु है। यह प्रकृति में शुद्ध रूप में नही मिलती क्योकि यह अत्यंत अभिक्रियाशील है। यह बहुत महत्वपूर्ण और उप-योगी मूलतत्व है और यह तीन रूपो में पाई जाती है। सामान्य फॉस्फोरस प्राय' पीला पिंड होती है और शुद्ध रूप में यह रगहीन होती है। इसी कारण इसे *श्वेत फॉस्फोरस* कहते हैं। देखने मे यह मोम जैसी जलती है और इतनी मुलायम होती है कि इसे सरलता से चाकू से काटा जा सकता है। यह 44·2 डिग्री सें० के नीचे तापमान पर पिघल जाती है और 380·5 डिग्री से० पर खौलने लगती है। इसका विशिष्ट घनत्व 1·82 होता है। वायु में 40 डिग्री सें० पर यह स्वतः जल उठती है, इसलिए इसे वायु के संपर्क में नही रखना चाहिए। पानी का इस पर कोई प्रभाव नही होता, इसी कारण इसे पानी में ही रखना चाहिए।

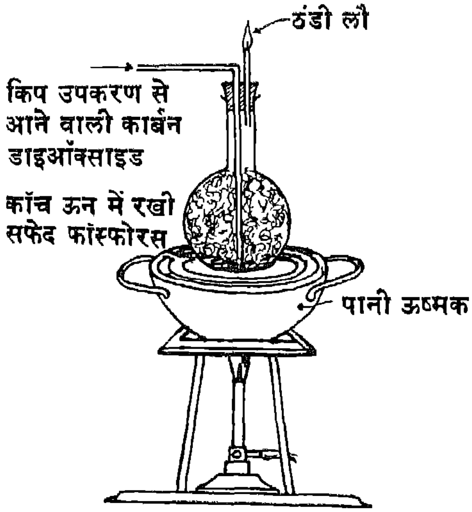
कार्बन डाइसल्फाइड, बेंजीन और जैतून (आलिव) के तेल में फॉस्फोरस जल्दी ही घुल जाती है। जब इसे वायु में गर्म किया जाता है तो यह ऑक्सी-जन में मिल जाती है। यह मिलने से फॉस्फोरस पेंटाक्साइड बनता है जो अम्लीय होता है। सामान्य तापमान पर धीरे-धीरे वायु के साथ अभिक्रिया करती है और इससे सफेद प्रकाश निकलता है जो अँधेरे मे अच्छी तरह दिखाई देता है। इस घटना को *स्फुरदीप्ति* (फॉस्फोरेसेन्स) कहते हैं।

प्रयोग 13. स्फुरदीप्ति (फॉस्फोरेसेन्स) की घटना

सफेद फॉस्फोरस के कुछ टुकडे लेकर काँच तंतुओं के बीच में रखकर एक फ्लास्क में रखिए

जिसमें चित्र-39 की तरह कॉच की नलियाँ लगी हो। फ्लास्क में से कार्बन डाइग्रावसाइड गैस की धारा गुजारिए। फ्लास्क को पानी के ऊष्मक में गर्म कीजिए। इस उपकरण को बद कमरे मे रखिए। आप देखेंगे कि कॉच की नली के ऊपर से ठंडी लौ निकल रही है। इसी को स्फुरदीप्ति या फॉस्फोरेसेन्स कहते हैं।

सावधानी : सफेद फॉस्फोरस विषैली होती है और इसकी थोड़ी-सी मात्रा से भी मृत्यु हो जाती है।



चित्र 39. स्फुरदीप्ति

जब सफेद फॉस्फोरस को वायु के संपर्क के बिना बहुत समय तक 250 से 300 डिग्री से० पर गर्म किया जाता है तो यह स्थायी रूप में बदल जाता है जिसे *लाल फॉस्फोरस* कहते है। प्रकाश की उपस्थिति मे भी धीरे-धीरे यही परिवर्तन होता है। लाल फॉस्फोरस सफेद फॉस्फोरस से बहुत भिन्न होता है। इसका विशिष्ट घनत्व 2·20 होता है। यह कार्बन डाइसल्फाइड में नहीं घुलती और न ही इससे स्फुरदीप्ति होती है। वायु के साथ भी यह धीरे-धीरे ही अभिक्रिया करती है। यह इतनी विषैली नही होती और इसी कारण इस प्रकार की फॉस्फोरस व्यवहार में सुरक्षित रहती है। यह वायु मे अपेक्षाकृत अधिक ऊँचे तापमान (260 डिग्री) पर जलती है और इससे भी वही ऑक्साइड (पेंटाक्साइड) व सफेद फॉस्फोरस के अनुपात मे ही बनता है। 500 से 600 डिग्री से० तक लाल फॉस्फोरस को गर्म करके सफेद फॉस्फोरस मे बदला जा सकता है। हवा का संपर्क न रहने और वाष्प को ठडा करने पर ऐसा होता है। जब लाल फॉस्फोरस को 350 डिग्री से० तक दाब के अधीन गर्म किया जाता है तो यह एक और प्रकार के फॉस्फोरस में बदल जाता हे जिसे *काला फॉस्फोरस* कहते है। देखने मे यह ग्रेफाइट से मिलता-जुलता होता है। काला फॉस्फोरस केवल 490 डि० से० पर जलता है और यह फॉस्फोरस का सघनतम रूप है जिसका विशिष्ट घनत्व 2·70 होता है।

इस प्रकार फॉस्फोरस तीन अपररूपी रूपातरणो में पाई जाती है। इसे और सरल पदार्थों मे नही तोडा या बाँटा जा सकना। इस कारण इसे मूल-तत्व ही माना जाता है, जिसके विशेष प्रकार के अधात्विक गुण होते हैं।

3.12 फॉस्फोरस का उत्पादन

प्रकृति में फॉस्फोरस संयुक्त रूप से फॉस्फेट शिलाओं (अपरिष्कृत कैल्सियम फॉस्फेट) मे व्यापक रूप मे पाई जाती है। हड्डियो मे फॉस्फोरस काफी परिणाम मे होती है। इसी कारण या तो यह फॉस्फेट शिलाओ या हड्डियो से तैयार की जाती है। इनमें से जिस पदार्थ से फॉस्फोरस बनानी हो उसे पीस कर और रेते तथा कोयले (कोक) में मिलाकर वायु की अनुपस्थिति मे बिजली की

भट्टी में गर्म किया जाता है। फॉस्फोरस वाष्प के रूप में भट्टी में से निकलती है और पानी के नीचे सफेद फॉस्फोरस के रूप में सघनित हो जाती है।

3.13 फॉस्फोरस के उपयोग

फॉस्फोरस के दो महत्वपूर्ण यौगिक बनते हैं। इनमें से एक फॉस्फोरस पेंटाक्साइड होता है जिसमें जल की वाष्प सोखने और दूसरे यौगिकों में से पानी को अलग करने की क्षमता बहुत होती है। अतः प्रयोगशाला में इसी काम के लिए इसका इस्तेमाल किया जाता है। दूसरा यौगिक फॉस्फोरिक एसिड है जो फॉस्फोरस पेंटाक्साइड को पानी में विलय करके बनाया जाता है। इससे महत्वपूर्ण लवण तैयार होते हैं जिन्हें फॉस्फेट कहा जाता है। फॉस्फोरस सैनिक उपयोगों में भी काम आता है। जब यह जलता है तो इससे घना सफेद धुआँ निकलता है, इसलिए इससे धूमपट्ट गोले बनाए जाते हैं।

संक्षेप

कार्बन एक ठोस प्रकार का मूलतत्व है। यह *अप्ररूपता* प्रकट करती है और एक से अधिक रूप में पाई जाती है। इसके प्रत्येक रूप के रासायनिक गुण समान होते हैं परंतु भौतिक गुण भिन्न होते हैं। *हीरा और ग्रेफाइट* कार्बन के रवेदार या क्रिस्टलीय रूप हैं। जबकि कोक और लकड़ी का कोयला अक्रिस्टलीय या रवाहीन रूप हैं। कार्बन एक खास प्रकार की अधातु है। जलने पर इससे कार्बन डाइऑक्साइड निकलती है, जो प्रकृति में *प्रकाशसंश्लेषण* द्वारा एक बहुत बड़ा काम करती है।

गंधक एक मूलतत्व है जो ठोस होती है। यह पीले रंग की होती है और कार्बन डाइसल्फाइड में घुल जाती है।

गंधक प्ररूपी अधातु है। यह अपररूपी रूपों में पाई जाती है जो रवेदार या रवेहीन दोनों ही प्रकार के होते हैं।

वायु में गंधक (सल्फर) जल जाती है और इससे सल्फर डाइऑक्साइड बनता है और यह हाइड्रोजन से भी संयुक्त हो जाती है और इससे हाइड्रोजन सल्फाइड बनता है।

सल्फर डाइऑक्साइड और सल्फ्यूरिक एसिड सल्फर से ही बनते हैं।

फॉस्फोरस एक मूलतत्व है। यह ठोस रूप में मिलता है और कई अपररूपों (लाल, सफेद और काले) में पाया जाता है। सफेद फॉस्फोरस ज्वलनशील पदार्थ है और यह बहुत अधिक विषैला होता है। मुँह बंद बोतलों में यह पानी के नीचे सुरक्षित रहता है।

फॉस्फोरस से *स्फुरदीप्ति (फास्फोरेसेन्स)* प्रकट होती है अर्थात् *अँधेरे में यह चमकती है।*

फॉस्फोरस एक प्ररूपी अधातु है।

जब फॉस्फोरस वायु में या ऑक्सीजन में जलती है तो इससे फॉस्फोरस पेंटाक्साइड बनता है जो पानी में घुल जाता है और इसके पानी में घुलने से फॉस्फोरिक ऐसिड बनता है।

फॉस्फोरस हड्डियो का एक अवयव है।

अधातुएँ ऑक्सीजन से मिलकर रासायनिक यौगिक बनाती है जिन्हे ऑक्साइड कहते है। यह ऑक्साइड पानी में घुल जाते है और घुलने से जो यौगिक बनते है वे अम्ल कहे जाते है।

दोहराने के लिए प्रश्न

1 कार्बन के भिन्न-भिन्न रूपों का नाम लीजिए। इनमे अंतर क्या है ?

2. अप्ररूपता का क्या अर्थ है ? अपने उत्तर को कार्बन, सल्फर और फॉस्फोरस के उदाहरण देकर समझाइए।

3. ग्रेफाइट, हीरे, काजल और कोक के प्रमुख उपयोग बताइए।

4. आप यह कैसे प्रकट करेंगे कि कार्बन के भिन्न-भिन्न रूप रासायनिक रूप से समान होते है।

5. उस गैस का नाम बताइए जो बहुत अधिक मात्रा में वायु या ऑक्सीजन मे कार्बन के जलने से बनती है ?

6. प्रयोगशाला मे कार्बन डाइआक्साइड बनाने की विधि बताइए ?

7. जीवन में कार्बन आॅक्साइड का महत्व दर्शाइए। इससे आग क्यों बुझ जाती है ?

8. किप के उपकरण का एक साफ चित्र बनाइए और इस बात को स्पष्ट कीजिए कि कार्बन डाइआक्साइड बनाने मे इनका क्या उपयोग है।

9. अधातु की विशेषताएँ बताइए।

10. हम यह कैसे कह सकते है कि गंधक एक तत्व है ? इसके महत्वपूर्ण प्रयोग भी बताइए।

11. गंधक के महत्वपूर्ण अप्ररूपी रूपो का नाम लीजिए। ये कैसे बनते है ?

12. उस गैस का नाम बताइए जो गधक के वायु या ऑक्सीजन मे जलाने से तैयार हो जाती है। प्रयोगशाला मे इसके बनाने की विधि बताइए।

13. हाइड्रोजन सल्फाइड क्या है और प्रयोगशाला मे यह कैसे बनाया जाता है ?

14. इस बात को समझाइए कि तांबे और चॉदी के बर्तन हवा मे काले क्यों पड़ जाते है।

15. क्या होता है जब :
   क) संगमरमर के टुकड़े जब अम्ल के संपर्क में आ जाते है।
   ख) चूने का पत्थर गर्म किया जाता है।
   ग) कोक जलता है।

घ) चूने के पानी में से कार्बन डाइऑक्साइड गैस गुजरती है ।
च) वायु या ऑक्सीजन मे गंधक जलती है ।
छ) सांद्रित सल्फ्यूरिक एसिड में जब तांबे की रेतनी गर्म की जाती हैं ।
ज) सोडियम सल्फाइट की हाइड्रोक्लोरिक एसिड से अभिक्रिया होती है ।
झ) पिघली हुई गधक में जब हाइड्रोजन गुजारी जाती है ।
ट) जब पोटासियम परमैंगनेट के अम्लीय घोल में से सल्फर डाइआक्साइड होकर जाती है ।
ठ) कॉपर सल्फेट के घोल में से हाइड्रोजन सल्फाइट गैस फूंकी जाती है ।

16. हम यह क्यो कहते हैं कि फॉस्फोरस एक प्ररूपी अधातु है ?

17. फॉस्फोरस की बंद बोतलों को पानी के नीचे क्यो रखते है ?

18. फॉस्फोरस की रूपता के बारे में संक्षिप्त नोट लिखिए ।

19. प्रकृति में फॉस्फोरस कैसे मिलती है । इसे कैसे निकाला जाता है ?

20. फॉस्फोरस के उपयोग बताइए ।

21. जब फॉस्फोरस वायु या ऑक्सीजन मे जलाई जाती है तो कौनसी वस्तु बनती है ? इस वस्तु के उपयोग बताइए ।

22. श्वेत फॉस्फोरस और लाल फॉस्फोरस में क्या अंतर है ?

अध्याय 4

कुछ सामान्य धातुएँ

4.1 धातुओं की विशेषताएं

हम अब तक कुछ सामान्य वस्तुओं के रसायन का अध्ययन कर चुके हैं जो कि अधातुएँ कहलाती हैं। धातुएँ भी मूलतत्व हैं और इनके गुण स्पष्ट रूप से भिन्न होते हैं। सोना धातु का एक प्ररूपी उदाहरण है। यह बहुत भारी होता है और इसमें बड़ी चमक होती है तथा यह बिजली और ऊष्मा दोनों का चालक है। इसके बहुत पतले-पतले तार खींचे जा सकते हैं और इसके इस गुण को *तन्यता* कहते हैं। हथौड़े से पीट कर इसके बहुत बारीक वर्क भी बनाए जा सकते हैं। इस गुण को *अघात-वर्ध्यता* कहते हैं। सब धातुओं मे प्रायः सारे ही अभिलक्षण पाए जाते है।

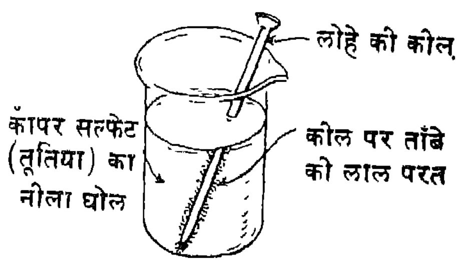
बहुधा जब दो या अधिक धातुओं को इकट्ठा पिघला दिया जाता है तो जो हमे समागी पदार्थ मिलते है, उन्हें *मिश्र धातु या अलाय* कहते है; जैसे पीतल, कॉसा और जंगरोधी इस्पात (स्टेनलेस स्टील)। पारे की मिश्र धातु को *पारद-धातु मिश्रण या अमलगम* कहते है। इसके अलावा धातुएँ ऑक्सीजन से सयोजित होती है और इससे ऑक्साइड बनते है। ये ऑक्साइड अम्लो मे घुल कर लवण बनाते हैं। ये ऑक्साइड *क्षारकीय ऑक्साइड* कहलाते है और कार्बन की सहायता से ये फिर धातुओ में बदल जाते है।

प्रयोग 1.

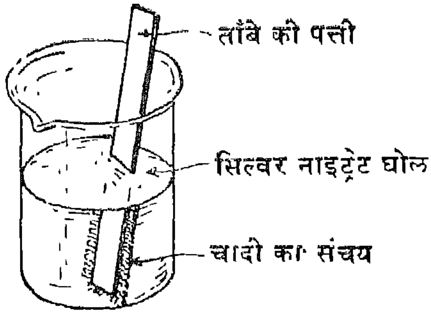
शुद्ध ताँबे का एक तार लेकर उसे बुन्सन ज्वाला (बर्नर) मे खूब गर्म कीजिए, जब तक कि यह काला न पड जाए। गर्म होने से ताँबा वायु की ऑक्सीजन से सयुक्त होकर ताँबे के काले ऑक्साइड मे बदल जाता है।

ऑक्सीकृत ताँबे के तार को एक बीकर मे हाइड्रोक्लोरिक एसिड में रखिए। आप देखेंगे कि काला ऑक्साइड घुल जाएगा और ताँबे के लवण का हरे रंग का घोल तैयार हो जाएगा।

बहुत-सी धातुएँ अम्लो में घुल जाती है और इससे लवण बन जाते है। घटिया धातुएँ उत्कृष्ट धातुओं को विस्थापित कर देती है। उदाहरण के लिए जस्त सोने को, लोहा ताँबे को और ताँबा चाँदी को विस्थापित कर देता है (चित्र-40 तथा 41)।



चित्र-40. लोहे द्वारा ताँबे का विस्थापन



चित्र-41. *ताँबे द्वारा चाँदी का विस्थापन*

प्रयोग 2. घोल में एक धातु का दूसरी धातु में विस्थापन

एक बीकर में थोडा-सा कॉपर सल्फेट का घोल लीजिए। इस घोल मे लोहे की एक कील डालिए। ग्राप देखेंगे कि थोड़ी देर में लोहे की कील के ऊपर ताँबे की लाल परत जम जाएगी। यह ताँबा घोल में से निकल कर जमा हुग्रा है। कील का लोहा घोल मे घुल कर ग्रायरन सल्फेट बनाता है। (देखिए चित्र-40)। ताँबे की तुलना मे लोहा घटिया धातु है ग्रौर यह ग्रधिक ग्रभिक्रियाशील है।

कुछ सामान्य धातुग्रों का प्रारंभिक रसायन नीचे दिया जाता है।

4.2 सोना

सोना बहुत प्राचीन काल से एक परिचित धातु है। संसार के कई भागो मे यह शुद्ध रूप में मिलता है, परंतु बहुत दुर्लभ है। इस पर वायु, जल, क्षारों, ग्रम्लों ग्रौर ग्रग्नि का कोई प्रभाव नही होता। इस गुण के कारण यह बहुमूल्य धातु समझी जाती है। इसे उत्कृष्ट *धातु* कहते है ग्रौर यह ग्राभूषणों ग्रौर सिक्कों के बनाने मे व्यापक परिमाण मे काम ग्राती है।

4.3 सोने की प्राप्ति ग्रौर उत्पादन

संसार के बहुत-से भागों में प्राकृतिक सोना मिलता है। कभी-कभी इसके जलोढ कण या टुकड़े भी मिलते हैं, किन्तु सामान्यत: यह स्फटिक मे छोटे-छोटे कणों की शक्ल में ही मिलता है। भारत मे सोना —कोलार (मैसूर राज्य) की खानो से मिलता है। कुछ नदियो के जलोढ निक्षेपों मे जैसे *स्वर्ण रेखा*, *ब्रह्मपुत्र* ग्रौर *सिन्धु* के जलोढ निक्षेपों मे सोने के सूक्ष्म कण होते हैं।

सोना या तो पारदन प्रक्रिया द्वारा या सायनाइड प्रक्रिया द्वारा निकाला जाता है।

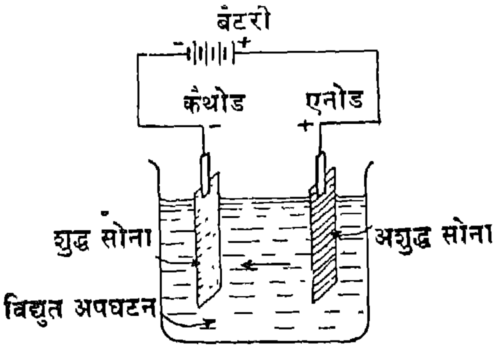
(1) *पारदन प्रक्रिया* : बारीक रेते या सोने वाली स्फटिक को पानी में गारे की तरह सान लिया जाता है। इस गारे को ग्रमलगमित ताँबे की पत्तरों पर डाला जाता है। सोने के कण पारद के साथ पारद-धातु मिश्रण बनाते है ग्रौर ताँबे की पत्तरो पर जम जाते हैं। इस धातु मिश्रण या ग्रमलगम को खुरच कर इसका ग्रासवन किया जाता है। पारद ग्रर्थात् पारा ग्रासवित हो जाता है ग्रौर इसे इकट्ठा कर दिया जाता है ग्रौर सोना ग्रवशिष्ट रह जाता है। (देखिए प्रयोग 4.)। किन्तु ग्रब यह विधि पुरानी पडती जा रही है।

(2) *सायनाइड प्रक्रिया* : जिस मिट्टी या स्फटिक में सोना होता है उसे खूब बारीक पीसकर ग्रौर पानी मे मिलाकर उसे ढलवाँ मेज पर ऊपर से छोडा जाता है। सोने के कण भारी होने के कारण ढलवाँ मेज पर ग्रटक जाते है ग्रौर हल्की ग्रशुद्धताएँ बह जाती है। इस प्रकार सोने

के जो कण इकट्ठे किए जाते हैं उन्हें पोटासियम सायनाइड के तनु घोल में मिलाया जाता है और इसके बाद 24 घंटों तक हवा लगने के लिए खुला रख दिया जाता है। सोना पोटासियम सायनाइड में वायु की उपस्थिति में घुल जाता है। छने हुए घोल मे ताजा जस्त की छीलन डाल कर अवक्षेप के रूप में इसे छान लिया जाता है। इसके बाद वैद्युत अपघटन द्वारा इसे शोध लिया जाता है।

प्रयोग 3.

एक सेल में जलीय पोटासियम सायनाइड में घुले गोल्ड क्लोराइड का घोल लीजिए और इसमे से विद्युत की धारा गुजारिए। पोटासियम सायनाइड इसमे विद्युत अपघट्य होता है। अशुद्ध सोने की पतरी को एनोड और शुद्ध सोने की पतरी को कैथोड बनाया जाता है, जैसा कि चित्र-42 में दिखाया गया है। आप देखेंगे कि कैथोड वाली पतरी पर शुद्ध सोना जमा होने लगता है और यह पतरी भारी होने लगती है।



चित्र 42. विद्युत अपघटन द्वारा सोने का शोधन।

सावधानी : सायनाइड अत्यन्त विषैला होता है और इसे बहुत से पानी से धो डालना चाहिए।

4.4 सोने के गुण

सोना पीले रंग का ठोस पदार्थ है और बड़ा चमकदार होता है। इसमे जो भौतिक गुण होते हैं उनका पहले ही उल्लेख किया जा चुका है। यह स्थायी धातु होती है और अत्यन्त संक्षारण निरोधी होती है। फिर भी यह एकुवा रेजिया में घुल जाती है। (एकुवा रेजिया 1 : 3 के अनुपात मे सांद्रित नाइट्रिक एसिड और सांद्रित हाइड्रोक्लोरिक का मिश्रण होता है)। ऐसा करने से गोल्ड क्लोराइड बनता है जो सोने के लवणो मे सबसे अधिक महत्वपूर्ण होता है। वायु की उपस्थिति मे यह पोटासियम या सोडियम सायनाइड के घोल में घुल जाता है। पारे मे सोना घुलकर जो पदार्थ बनता है उसे गोल्ड *अमलगम* कहते हैं। जब इसे गरम किया जाता है तो पारा अलग हो जाता है और सोना पीछे बच रहता है।

प्रयोग 4.

सोने के एक तार को पारे में डुबाइए। आप देखेंगे कि तार पर चाँदी के रंग का सफेद मुलम्मा चढ़ जाएगा। बुन्सन ज्वाला में इसे गर्म कीजिए और इसे टांग्स या चिमटे से पकड़ लीजिए। आप देखेंगे कि सफेद मुलम्मा गायब होता जा रहा है और सोने का तार पहले जैसा चमकदार और पीला निकलता आ रहा है।

सावधानी : पारे की वाष्प जहरीली होती है।

शुद्ध सोना मुलायम होता है किन्तु ताँबे या चाँदी जैसी अन्य धातुओं के मेल से यह कठोर हो जाता है। इस कठोर सोने को *स्वर्ण धातु मिश्रण* कहते हैं और इससे ही सिक्के और गहने बनते हैं।

गोल्ड ऑक्साइड विशेष परिस्थितियो मे बनता है। गर्म होने पर यह अस्थायी हो जाता है और

सोने और ऑक्सीजन मे अपघटित हो जाता है। यह ऑक्साइड अम्लो में घुल जाता है और घुलने से सोने के लवण बनते है और इस प्रकार यह क्षारकीय होता है। इसी प्रकार का एक लवण, गोल्ड क्लोराइड है। सोने के लवणो से बहुत-से उपयोगी पदार्थ तैयार किए जाते हैं। इनमें से एक *पर्पल ऑफ कैसियस* कहलाता है। यह पदार्थ काँच की चूडियों और पोर्सिलिन को गहरा लाल रंग देने के काम आता है।

प्रयोग 5.

एक परखनली में गोल्ड क्लोराइड का थोड़ा-सा तनु घोल लीजिए। इसमें थोडा-सा स्टेनस क्लोराइड और कुछ स्टैनिक क्लोराइड डालिए। इस पर आप गहरे नील लोहित अवक्षेप देखेंगे। इसी को *पर्पल ऑफ कैसियस* कहते है।

4.5 चाँदी

चाँदी एक और परिचित धातु है। यह भी मूल्यवान धातु होती है किन्तु सोने के समान उत्कृष्ट नहीं। वायु से यह काली पड़ जाती है और अम्लों का भी इस पर प्रभाव होता है—प्राचीन काल से लोग चाँदी को जानते थे और जिन प्रयोगों के लिए सोना काम आता है उन्ही के लिए चाँदी का इस्तेमाल किया जाता है।

4.6 चाँदी की प्राप्ति और उत्पादन

चाँदी प्राकृतिक अथवा शुद्ध अवस्था मे मैक्सिको और नार्वे मे मिलती है। यह अपने यौगिकों के रूप में भी पाई जाती है जो प्रायः क्लोराइड (हार्न सिल्वर) और सल्फाइड (अर्जेनटाइट) होते है। जिस प्रकार सोना पारद-धातु मिश्रण प्रक्रिया और सायनाइड प्रक्रिया द्वारा तैयार किया जाता है, उसी प्रकार चाँदी का भी उत्पादन होता है। यह वैद्युत अपघटन द्वारा शुद्ध की जाती है।

4.7 चाँदी के गुण और उपयोग

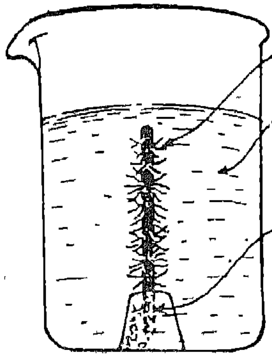
शुद्ध चाँदी भारी और श्वेत ठोस पदार्थ है, जिसमें चमक होती है। यह अत्यन्त तन्य और आघातवर्ध्य होती है। यह ऊष्मा और विद्युत की सबसे अच्छी चालक है। इस पर बहुत अधिक पालिश की जा सकती है। यह काली भी पड़ जाती है अर्थात ऐसी वायु के सपर्क में आने से, जिसमें हाइड्रोजन सल्फाइड का संदूषण हो। चाँदी की पन्नी द्वारा इस बात को दिखाया जा सकता है। इस पर जल, क्षारों और अधिकाश अम्लों का प्रभाव नही होता। नाइट्रिक एसिड में यह बहुत शीघ्र घुल जाती है और इससे सिल्वर नाइट्रेट बनता है जो कि चाँदी का सबसे महत्वपूर्ण लवण है।

चाँदी के लवणो के घोलों मे जस्त द्वारा चाँदी को विस्थापित कर दिया जाता है क्योकि यह अधिक अभिक्रियाशील होता है। चाँदी के लवणों में से चाँदी निकालने के लिए इस गुण का प्रयोग किया जाता है।

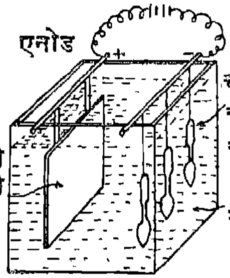
प्रयोग 6 रजत वृक्ष (सिल्वर ट्री) का बनाना

जैसा कि चित्र-43 मे दिखाया गया है एक ऐसे बीकर मे साधारण साद्रण का थोड़ा-सा सिल्वर नाइट्रेट का घोल लीजिए, जिस बीकर की तली मे एक डाट में जस्त की एक छड़ी लगी हो। एक घंटे के बाद आप देखेंगे कि छड़ के चारों ओर चाँदी के रवे एक सुंदर पेड़ की शक्ल मे जमा हो जाएँगे। इसे *रजत वृक्ष* या *सिल्वर ट्री* कहते हैं।

चाँदी से धातु मिश्रण (अलाय) भी बनते हैं। यह पारे में घुल जाती है और इससे पारद-रजत धातु मिश्रण बनता है। जब इस अमलगम को गर्म किया जाता है तो पारा आसवित होकर निकल



चित्र 43. रजत वृक्ष (जस्त द्वारा चाँदी का विस्थापन)



चित्र 44. *चाँदी का मुलम्मा चढ़ाना*

जाता है और चाँदी बच रहती है। चाँदी का ऑक्साइड भी होता है जो क्षारकीय होता है। किन्तु बहुत गर्म करने पर यह चाँदी और ऑक्सीजन में अपघटित हो जाता है।

चाँदी मुख्यत. आभूषण बनाने के काम आती है। इसके अलावा इसके सिक्के और बर्तन भी बनाते हैं। चाँदी का मुलम्मा चढाने के लिए सिल्वर नाइट्रेट का प्रयोग किया जाता है।

प्रयोग 7. ताँबे या पीतल की वस्तुओं पर चाँदी का मुलम्मा चढ़ाना।

वैद्युत अपघटन ऊष्मक में थोड़ा-सा सिल्वर नाइट्रेट घोल लीजिए जिसमे पोटासियम सायनाइड का आधिक्य हो। पोटासियम सिल्वर सायनाइड का यह घोल विद्युत अपघट्य बन जाता है। जिस वस्तु पर चाँदी चढानी होती है उसे विद्युत अपघट्य में लटका देते है और यह कैथोड बन जाता है। ऊष्मक में दूसरी ओर शुद्ध चाँदी की एक प्लेट लटका दी जाती है जो चित्र-44 की तरह एनोड बन जाती है। इसके बाद बिजली की धारा छोड़ दीजिए। आप देखेंगे कि वस्तु पर चाँदी का मुलम्मा चढ़ जाएगा।

सिल्वर नाइट्रेट और अमोनियम क्लोराइड तथा अमोनियम ब्रोमाइट की अभिक्रिया से सिल्वर हैलाइड बनते है जो कि फोटोग्राफी मे काम आते हैं।

प्रयोग 8.

एक परखनली मे थोडा-सा सिल्वर नाइट्रेट का घोल लीजिए। इसमे अमोनियम ब्रोमाइड का कुछ घोल डालिए। उस पर आपको सिल्वर ब्रोमाइड का पीलापन लिए सफेद रंग का अवक्षेप दिखाई देगा। अवक्षेप के कुछ भाग को प्रकाश के लिए प्रभाव्य रखिए। आप देखेंगे कि यह गहरे धूसर रग का हो जाएगा। अवक्षेप के दूसरे भाग की सोडियम थायोसल्फेट से अभिक्रिया कीजिए जो हाइपो के नाम से भी जाना जाता है। आप देखेंगे कि हाइपो के घोल मे अवक्षेप घुल जाएगा। सिल्वर ब्रोमाइड के यही गुण इसे फोटोग्राफी मे उपयोगी बना देते है।

4.8 ताँबा

ताँबा एक और सामान्य धातु है। इसका भी अत्यन्त प्राचीन काल से मनुष्य इस्तेमाल करता रहा है। ताँबे और रांगे के मेल से बनी कांस्य

(Bronze) का बहुत-सा सामान बनता है और बहुत लोग उसका इस्तेमाल करते थे।

4.9 ताँबे की प्राप्ति और उत्पादन

शुद्ध धातु के रूप में ताँबा अमरिका में बड़ी मात्रा में मिलता है। यद्यपि यह अपने ऑक्साइडो और कार्बनेटों के रूप में भी मिलता है किन्तु ताँबे का सबसे सामान्य स्रोत इसका सल्फाइड होता है जिसे कॉपर पाइराइट कहते हैं। ऑक्साइडो और कार्बनेटो मे से शुद्ध ताँबा धातु ऑक्साइडो और कार्बनेटों को कार्बन (कोक) के साथ गर्म करने से प्राप्त होता है। पाइराइटो का किसी काम के लिए प्रयोग करना बहुत कठिन है और इसका प्रयोग करने के लिए और धातु का उत्पादन करने के लिए विशेष अभिक्रिया की आवश्यकता पड़ती है।

विद्युत अपघटन द्वारा धातु शोधी जाती है।

4.10 ताँबे के गुण और उपयोग

ताँबा एक भारी, लाल रग की धातु होती है। इसमें काफी चमक रहती है। यह बहुत तन्य तथा आघातवर्ध्य होती हैं। इसी गुण के कारण इससे बहुत पतले तार और पन्नी तैयार की जा सकती है। बिजली और ऊष्मा की भी यह धातु अच्छी चालक है। सोने और चाँदी से यह कम उत्कृष्ट होती है और इसी कारण यह नम वायु मे जल्दी ही सक्षारित हो जाती है। संक्षारण से हल्के हरे रंग का एक विषैला यौगिक बनता है जिसे *वर्डीग्रिस* कहते हैं। चाँदी की तरह ताँबा भी बहुत से रसायनों के लिए प्रतिरोधी होती है। फिर भी नाइट्रिक एसिड और गर्म सांद्रित सल्फ्यूरिक एसिड (गंधक के तेजाब) में यह धातु घुल जाती है और इससे लवण बनते हैं। ताँबे के लवणों में कॉपर सल्फेट (तूतिया) सबसे अधिक महत्वपूर्ण होता है जिसका उल्लेख अध्याय-5 में किया गया है। लोहे द्वारा ताँबे के लवणों के घोल में से ताँबा विस्थापित कर दिया जाता है क्योंकि लोहा अधिक अभिक्रियाशील होता है। (देखिए प्रयोग 2)। ताँबे के दो ऑक्साइड बनते है, एक काला जो अधिक सामान्य होता है और दूसरा लाल। ताँबे के ऑक्साइड क्षारकीय होते हैं और अम्लों में घुल जाते है जिससे लवण बनते है। ताँबे से भी धातु मिश्रण और पारद-धातु मिश्रण बनते है। ताँबे के कुछ महत्वपूर्ण धातु मिश्रण (अलाय) हैं· कास्य (ताँबा + राँगा), पीतल (ताँबा + जस्त) और *जर्मन सिल्वर* (ताँबा + जस्त + निकल)।

विद्युत उद्योग में ताँबे का बहुत प्रयोग होता है। इसके अलावा इसके सिक्के और भभके भी बनते हैं।

4.11 राँगा या टिन

प्रागैतिहासिक काल से मनुष्य टिन या राँगे से परिचित हैं। इस धातु का सबसे महत्वपूर्ण स्रोत इसका ऑक्साइड है, जिसे *टिन-स्टोन* कहते हैं जिसे कोक के साथ अपचयन करके धातु निकाली जाती है।

4.12 राँगे के गुण और उपयोग

टिन या राँगा चाँदी की तरह सफेद चमकदार धातु होती है। यह कोमल और आघातवर्ध्य होती है और इसकी पन्नी आम चीज है। वायु और जल का इस पर प्रभाव नहीं होता किन्तु यह क्षारो और अम्लो मे घुल जाती है जिससे हाइड्रोजन और लवण बनते हैं।

टिन वायु या ऑक्सीजन में जल जाती है और इससे ऑक्साइड बनते है जो क्षारकीय होते

हैं। इसके ऑक्साइड अम्लों मे घुल जाते हैं जिससे लवण बनते हैं। इन लवणो मे से स्टैनस क्लोराइड सबसे महत्वपूर्ण होता है। लोहा राँगे के लवणों के घोल मे से राँगे को विस्थापित कर देता है।

प्रयोग 9.

स्टैनस क्लोराइड का साद्रित घोल एक बीकर में लेकर उसमे लोहे के कुछ तार डालिए। आप देखेंगे कि तारो पर सफेद चमकदार मुलम्मा चढ जाएगा। यह तार पिने बनाने के काम आते है।

टिन बहुत उपयोगी धातु है। ताँबे और लोहे की चीजों पर टिन का मुलम्मा चढाने मे यह बहुत काम आती है और इससे पन्नी भी बनती है। इससे कई उपयोगी अलाय जैसे कास्य और मुलायम टाँका (सीसा+राँगा) बनते हैं। यह पारद मे घुल जाती है और इससे जो अमलगम बनता है उसे *टिन अमलगम* कहते हैं।

4.13 सीसा

प्रकृति में सीसा शुद्ध रूप से नही मिलता। यह मुख्यतः सल्फाइड के रूप में मिलता है जिसे *गैलेना* कहते हैं। इससे सीसा प्राप्त करने के लिए पहले सल्फाइड को भूना जाता है और फिर इसका अपचयन किया जाता है।

4.14 सीसे के गुण और उपयोग

सीसा भारी, चमकदार, नीले-(धूसर) रंग की धातु होती है। वह काफी मुलायम होती है और इसे चाकू से काटा जा सकता है। इससे कागज पर काला निशान पड़ जाता है। यह तन्य और आघातवर्ध्य होती है। यह ऊष्मा और विद्युत की चालक है। वायु और बहुत से अम्लों की यह प्रतिरोधक है, किन्तु नाइट्रिक एसिड में तुरंत घुल जाती है। इससे लैड नाइट्रेट बनता है जो सीसे का सबसे महत्वपूर्ण लवण होता है। लैड एसिटेट इसका एक और महत्वपूर्ण लवण होता है। सीसे के बहुत से ऑक्साइड बनते हैं, जिनमे से अधिकाश अम्लों मे घुल जाते है और घुलने पर जो लवण बनते हैं वे क्षारकीय होते हैं। सीसे के लवण विषैले होते हैं। सीसे के नमूने आसानी से मिल जाते हैं और इनकी सहायता से इसके गुणो का अध्ययन किया जा सकता है।

नल (पाइप), बिजली के तारों के आच्छद, संचायक सैलो की प्लेटो और गंधक अम्ल (सल्फ्यूरिक एसिड) बनाने के काम मे आने वाले कक्ष (चैम्बरो) में सीसे का काफी प्रयोग होता है। इससे कई उपयोगी अलाय या धातु मिश्रण बनते है और पारे के साथ एक अमलगम भी बनता है। अलायों में से कुछ *मुद्रण धातु* (सीसा+एन्टीमनी+टिन) और मुलायम टाँका (सीसा+टिन) बनाने के काम आती है।

4.15 पारा

पारद या पारा भी एक ऐसी ही धातु है जो बहुत प्राचीन काल से मनुष्य को ज्ञात है। यहाँ यह जानना भी अच्छा होगा कि प्राचीन काल में हिन्दू लोग पारद के यौगिकों से बहुत-से रोगो की चिकित्सा करते थे।

पारे का मुख्य स्रोत इसका एक सल्फाइड है जिसे लाल *सिगरफ* या *सिनाबार* कहते हैं, और जो स्पेन में मिलता है। सिनाबार को वायु में भून कर इससे धातु निकाली जाती है। सल्फाइड पहले ऑक्साइड मे बदलता है और फिर इसका

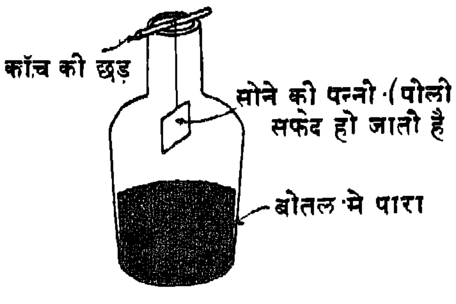
अपघटन शुद्ध धातु और ऑक्सीजन में होता है।

4.16 पारद के गुण और उपयोग

पारद ही केवल ऐसी ज्ञात धातु है जो तरल होती है। अध्ययन के लिए यह आसानी से मिल जाती है। यह सफेद रग की होती है और इसमें बडी चमक होती है। यह बहुत भारी होती है और इसका विशिष्ट घनत्व 13·6 है। ऊष्मा और विद्युत की यह अच्छी चालक है। इसी कारण यह वायु दाबमापी (बैरोमीटर), तापमापी (थर्मामीटर) और दाबांतरमापी (मैनोमीटर) जैसे यंत्रों मे इस्तेमाल की जाती है। सामान्य तापमान पर इस धातु से वाष्प निकलती है। पारद की वाष्प अत्यन्त विषैली होती है, इसलिए इसे खुले डिब्बो या बर्तनो आदि में नही रखना चाहिए।

प्रयोग 10

डाट लगी हुई बोतल मे थोड़ा-सा पारा लीजिए। जैसा कि चित्र-45 मे दिखाया गया है, पारे के ऊपर सोने की एक पतरी लटकाइए। आप देखेंगे कि धीरे-धीरे यह पतरी सफेद हो जाएगी। इससे यह पता चलता है कि सामान्य तापमानो पर भी पारद में से वाष्प निकलती है और सोने की पतरी पर जम जाती है जिससे पतरी का रंग पीले से सफेद हो जाता है।



चित्र-45. *पारद से वाष्प निकलती है*

वायु, जल और क्षारो का पारे पर कोई प्रभाव नहीं होता। फिर भी इसे 360 डिग्री से० पर गर्म किया जाए तो ऑक्सीजन से मिल कर पारे का लाल ऑक्साइड बन जाता है जिसे *मरक्यूरिक ऑक्साइड* कहते है। जब इस ऑक्साइड को और अधिक तापमान पर गर्म किया जाता है तो यह पारद और ऑक्सीजन में अपघटित हो जाता है। ऑक्साइड अम्लों में घुल जाता है जिससे लवण बनते हैं और इस कारण ये क्षारकीय होते हैं।

हाइड्रोक्लोरिक एसिड और तनु सल्फ्यूरिक एसिड का पारे पर कोई प्रभाव नहीं होता। गर्म सान्द्रित सल्फ्यूरिक एसिड और नाइट्रिक एसिड मे पारा घुल जाता है और इससे सगत लवण (सल्फेट और नाइट्रेट) बनते हैं। मरक्यूरस क्लोराइड को *कैलोमल* और मरक्यूरिक क्लोराइड को *कोरोसिव सब्लीमेट* कहते है। ये दोनो पारद के महत्वपूर्ण लवण है जिनका औषधियो में प्रयोग होता है। पारे के सभी लवण जहरीले होते हैं और इस कारण इनके इस्तेमाल में सावधानी बरतनी चाहिए।

4.17 ऐल्युमिनियम

यद्यपि ऐल्युमिनियम शुद्ध रूप मे नहीं मिलता किन्तु यौगिकों के रूप में यह बहुत व्यापक परिमाण मे बिखरा हुआ मिलता है। उदाहरण के लिए साधारण मिट्टी मे ऐल्युमिनियम सैलीकेट होता है। फिर भी ऐल्युमिनियम का मुख्य स्त्रोत इसका ऑक्साइड है जिसे *बॉक्साइड* कहते हैं। शुद्ध किए हुए बॉक्साइड को विद्युत द्वारा अपघटित करके ऐल्युमिनियिम निकाला जाता है। शुद्ध ऐल्यु-मिनियम कैथोड पर जमा होता है। ऐल्युमिनियम के निर्माण की यही विधि है।

4.18 ऐल्युमिनियम के गुण और उपयोग

ऐल्युमिनियम बहुत रूपों में मिलता है। ऐल्युमिनियम सफेद धातु है, जिसमे चमक होती है। यह बहुत हल्की, तन्य और आघातवर्ध्य धातु है। बिजली और ऊष्मा की भी यह चालक होती है। जल और वायु की क्रिया की यह प्रतिरोधक है। 100 डिग्री सें० पर ऐल्युमिनियम का चूर्ण जल को अपघटित कर देता है, जिससे हाइड्रोजन निकलती है।

ऐल्युमिनियम हाइड्रोक्लोरिक और सल्फ्यूरिक एसिडों में घुल जाता है जिससे संगत लवण (क्लोराइड और सल्फेट) बनते हैं। यह ऑक्सीजन मे जलती है जिसमे ऑक्साइड बनते है जो अम्लों में घुल कर लवण बनाते हैं और इस कारण यह लवण क्षारकीय होते हैं। ऐल्युमिनियम के सबसे महत्वपूर्ण लवण ऐल्युमिनियम क्लोराइड, ऐल्युमिनियम सल्फेट और फिटकरी होते है। ऐल्युमिनियम के बहुत-से उपयोग है। खाना बनाने के हर प्रकार के बर्तन ऐल्युमिनियम से बनते है। रंग-रोगन, उद्योग में ऐल्युमिनियम का चूर्ण इस्तेमाल होता है। विद्युत उद्योग में ऐल्युमिनियम के तार काम आते हैं।

कुछ उपयोगी धातु मिश्रण अर्थात अलाय भी ऐल्युमिनियम से बनते है। इसमे से कुछ महत्वपूर्ण हैं; मैग्नेलियम, (मैग्नीसियम+ऐल्युमिनियम), *ऐल्युमिनियम कांस्य* (90–98 प्रतिशत *कांस्य*+2-10 प्रतिशत ऐल्युमिनियम) और ड्यूरलुमिन (ऐल्युमिनियम+ताँबा+मैग्नीसियम और मैंगेनीज की सूक्ष्म मात्रा)। यह अलाय वायुयान बनाने तथा बाइसिकिल के पुर्जे बनाने के काम आते हैं।

4.19 लोहा

यद्यपि प्राय: सभी उल्का पिंडो में शुद्ध लोहा मिलता है किन्तु प्रकृति में लोहा शुद्ध रूप मे नहीं पाया जाता है। यह प्राय. ऑक्साइड, कार्बोनेट और सल्फाइड के रूप मे मिलता है। लोहा मुख्यत: *हैमेटाइट* नामक ऑक्साइड से निकाला जाता है। इसके लिए ऑक्साइड को चूने के पत्थर और कोक के साथ मिलाकर *झोंका भट्टी* नामक एक विशेष भट्टी मे गर्म किया जाता है। पिघले हुए लोहे को रेत के बने हुए साँचों मे जमा किया जाता है। इस प्रकार बने हुए लोहे को *ढलवाँ लोहा,* या *कच्चा लोहा* कहते है। यह लोहा भंगुर होता है। विशेष विधियों द्वारा कच्चे लोहे को *पिटवाँ लोहे* मे बदला जाता है जो आघातवर्ध्य होता है। कच्चे लोहे को इसी प्रकार इस्पात मे परिवर्तित किया जाता है जो कठोर और सशक्त होता है। इन तीनो प्रकार में कार्बन की मात्रा भिन्न-भिन्न होती है। सामान्य लोहा नम वायु मे जग पकड लेता है। किन्तु आजकल हम लोग जगरोधी इस्पात अर्थात स्टेनलेस स्टील से परिचित है, जिस पर जंग नही लगती और जिसका बहुत से कामो के लिए प्रयोग किया जाता है, विशेष रूप से खाना पकाने के बर्तनो मे। इस्पात मे निश्चित मात्रा मे क्रोमियम और निकिल मिलाकर जगरोधी इस्पात तैयार किया जाता है।

4.20 लोहे के गुण और उपयोग

लोहा सामान्यत बहुत-से रूपो मे मिलता है। यह धूसर से सफेद रग की धातु है। यह तन्य और आघातवर्ध्य है। किन्तु लोहे का यह गुण कार्बन और अन्य अशुद्धताओ के अनुसार बदलता रहता है। लोहा ऊष्मा और विद्युत का चालक है।

ऑक्सीजन के साथ मिल कर लोहे का ऑक्साइड बनता है। यह ऑक्साइड अम्लों मे घुल कर लवण बनाता है जो क्षारकीय होते है। हाइड्रोक्लोरिक

एसिड और सल्फ्यूरिक एसिड में लोहा घुल जाता है जिससे सगत लवण (क्लोराइड और सल्फेट बनते हैं। लोहे से दो प्रकार के लवण बनते है जो फेरस और फैरिक लवण कहलाते है। इन सबमें सबसे अधिक महत्वपूर्ण फेरस सल्फेट और फैरिक क्लोराइड है जो प्रयोगशाला मे अभिकर्मक की भाँति काम आते है। लोहा बहुत ही उपयोगी धातु है और बहुत से उद्योग इसी पर आधारित है। सभी प्रकार की मशीनरी, लोहे की छड़ें, गर्डर, चादरें आदि बहुत-सी चीजें लोहे से बनती है। इस्पात का प्रयोग युद्ध पोतो और टैंकों की आर्मर प्लेटें बनाने मे किया जाता है। जगरोधी इस्पात से हर प्रकार के बर्तन बनते हैं। उच्च कोटि की चाकू, छुरियाँ आदि भी इसीसे बनती हैं।

संक्षेप

धातुएँ मूलतत्व है। वे ऑक्साइड बनाती हैं जो क्षारकीय होते है।

धातुओ मे केवल पारद ही तरल होती है। अन्य धातुएँ ठोस होती हैं।

सोना उत्कृष्ट धातुओं मे से एक है। इस पर सामान्य अम्लों और क्षारो का प्रभाव नही होता। फिर भी यह एक्वारेगिया मे घुल जाता है और वायु की उपस्थिति मे पोटासियम सायनाइड मे घुल जाता है। अन्य धातुएँ अकार्बनिक खनिज अम्लो मे घुल जाती है।

धातुएँ आमतौर से आघातवर्ध्य और तन्य होती है अर्थात उन्हें हथोड़े से पीटकर चादरो या पन्नी के रूप में बढ़ाया जा सकता है या खींचकर उनके तार बनाए जा सकते है। वे बिजली और ऊष्मा की चालक होती है और साधारणतया भारी होती हैं। सबसे अच्छी चालक चाँदी होती है और उसके बाद ताँबा।

अम्लो के साथ अभिक्रिया द्वारा धातुएँ लवण बनाती है।

धातुओं को जब वायु या ऑक्सीजन मे गर्म किया जाता है तो उनसे ऑक्साइड बनते हैं।

लोहा, तीन रूपो मे इस्तेमाल किया जाता है; कच्चा या ढलवाँ लोहा, पिटवाँ लोहा और इस्पात।

चाँदी, पारा, राँगा (टिन) और ऐल्युमिनियम सफेद होते हैं।

सोना पीला होता है। ताँबा लाल होता है। सीसा नीला-धूसर होता है। लोहा भूरा-धूसर सफेद होता है।

अलाय या धातु-मिश्रण दो या अधिक धातुओं का समांगी मिश्रण है।

अलाय शुद्ध धातुओ की अपेक्षा अधिक उपयोगी होती है।

अमलगम किसी धातु के पारद के साथ धातु-मिश्रण को कहते हैं।

प्राकृतिक स्रोतों से शुद्ध धातुओं को पृथक करने के विज्ञान को धातु-कर्म कहा जाता है।

दोहराने के लिए प्रश्न

1. धातुएँ क्या होती है ? अधातुओं से वे किस प्रकार भिन्न होती है ।
2. कुछ सामान्य धातुओं के नाम दीजिए । वे देखने में कैसी लगती हैं ? धातुओं के कुछ अभिलक्षणिक गुण बताइए ।
3. सोना और चाँदी उत्कृष्ट धातु क्यों कहलाती है ?
4. पारे के गुण और उपयोग बताइए।
5. कुछ ऐसी सामान्य धातुओं के नाम बताइए जो प्रकृति के रूप में अर्थात मूलतत्व के रूप में ही पाई जाती है ।
6. कुछ ऐसी धातुओं के नाम बताइए जो शुद्ध नही मिलती बल्कि संयुक्त रूप मे मिलती है ।
7. लोहे की व्यापारिक किस्में कौन-सी हैं ? इनमे क्या अंतर होता है ?
8. जब ऐसा होता है तो आपको क्या दिखाई देता है :

   क) जस्त को सिल्वर नाइट्रेट के घोल में रखा जाता है ।

   ख) सोने को पारद में डुबाया जाता है और बाद मे गर्म किया जाता है ।

   ग) धातु के तार के सिरे को बैटरी से जोड दिया जाता है ।

अध्याय 5

कुछ सामान्य लवण

5.1 लवण क्या होते हैं ?

रासायनिक यौगिक दो या अधिक रासायनिक मूलतत्वों के संयोग से बनते हैं। इनमें से कुछ मूलतत्व जैसे सोडियम, पोटासियम और कैल्सियम ऑक्सीजन से मिलकर सोडियम ऑक्साइड, पोटासियम ऑक्साइड और कैल्सियम ऑक्साइड बनाते है। कैल्सियम ऑक्साइड को चूना भी कहते है और इसे एक प्रारूपिक उदाहरण माना जा सकता है। यह ऑक्साइड प्रकृति से क्षारकीय होते हैं और पानी मे घुल जाते हैं, जिससे सोडियम हाइड्राआक्साइड, पोटासियम हाइड्राआक्साइड, तथा कैल्सियम हाइड्राआक्साइड बनते है। इनके जलीय घोलों से लाल लिटमस नीला हो जाता है। ये पदार्थ *क्षारक* या अम्ल कहलाते है।

दूसरी ओर नाइट्रोजन, सल्फर (गधक), कार्बन और फॉस्फोरस जैसे मूलतत्व ऑक्सीजन के साथ अभिक्रिया द्वारा नाइट्रोजन पैन्टाक्साइड, सल्फर डाइआक्साइड, कार्बन डाइआक्साइड और फॉस्फोरस पैन्टाक्साइड बनाते है, जिन्हें प्रारूपिक उदाहरण माना जा सकता है। इन ऑक्साइडों के गुण अम्लीय होते है। ये पानी मे घुल जाते है, जिससे क्रमश: नाइट्रिक एसिड, सल्फ्यूरस एसिड, कार्बोनिक एसिड, और फॉस्फोरिक एसिड बनते है। इनके जलीय घोलो से नीला लिटमस लाल हो जाता है। एक अन्य महत्वपूर्ण अम्ल हाइड्रोक्लोरिक एसिड है। यह हाइड्रोजन और क्लोरीन के मेल और फिर दोनों के पानी में घुलने से बनती है।

इस प्रकार रासायनिक यौगिक दो प्रकार के होते हैं; जैसे सोडियम हाइड्राक्साइड, पोटासियम हाइड्राक्साइड और कैल्सियम हाइड्राक्साइड जैसे क्षारक और नाइट्रिक एसिड, सल्फ्यूरस एसिड, कार्बोनिक एसिड, फॉस्फोरिक एसिड और हाइड्रोक्लोरिक एसिड जैसे अम्ल। जब कोई क्षारक किसी अम्ल से अभिक्रिया करता है तो एक तीसरा रासायनिक यौगिक बन जाता है, जिसे *लवण* कहते है। इस अभिक्रिया को *उदासीनीकरण* की क्रिया कहा जाता है।

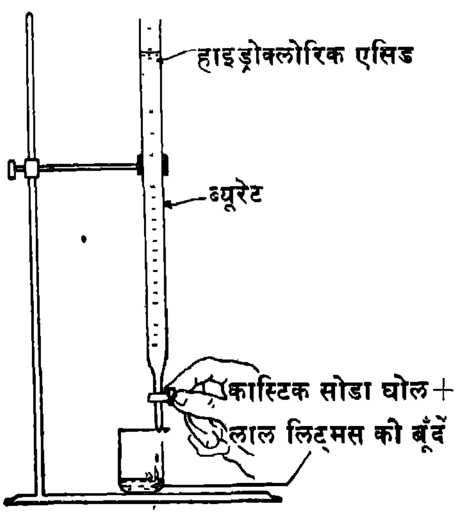
प्रयोग 1. लवणों का उदासीनीकरण और निर्माण

एक बीकर में लगभग 10 घन सीसी (cc) सोडियम हाइड्राक्साइड का घोल लीजिए। चित्र-46 की भाँति थोड़ा-सा तनु हाइड्रोक्लोरिक एसिड घोल ब्युरेट में

इस अध्याय में प्रतीक (सिम्बल) और सूत्र (फार्मूला) का उपयोग केवल सुविधा के लिए प्रारंभ किया गया है। इनका पूर्ण महत्व और उपयोग अध्याय 7 मे बताया गया है।

डालिए जो कि सीधा खडा किया हुआ हो। बीकर में लाल लिटमस घोल की दो बूंदें छोडिए। आप देखेंगे कि लाल रंग नीले में बदल जाता है। अब ब्यूरेट मे से बूंद-बूंद करके अम्ल छोड़िए। और तब तक छोडते जाइए जब तक कि नीला रग बस लाल हो जाए। इस समय क्षारक को अम्ल द्वारा उदासीनीकृत कहा जाता है। इसे वाष्पन द्वारा सुखाकर जो अवशेष बचेगा वह सामान्य या खाने का नमक होगा। इस अवशेष को पानी मे घोलिए। आप देखेंगे कि इस घोल का लिटमस पर कोई प्रभाव नही होता। अत *लवण लिटमस के लिए उदासीन है।*

प्रकृति मे बहुत से लवण पाए जाते हैं और बहुत दृष्टियों से वे बहुत महत्व रखते है। भिन्न-भिन्न धातुओं के ये लवण क्लोराइड, सल्फेट नाइट्रेट और कार्बोनेट होते है।



चित्र–46. *लवण के निर्माण के लिए उदासीनीकरण*

कुछ सामान्य प्रारूपिक लवण

5.2 नमक का सोडियम क्लोराइड (NaCl)

नमक प्रकृति मे व्यापक रूप में मिलता है। समुद्र जल में यह भारी परिमाण मे होता है और नदियो के जल मे नगण्य परिमाण में। भारत मे राजस्थान की साभर झील मे बहुत नमक मिलता है और यह नमक का मुख्य स्रोत है। पृथ्वी के भीतर खनिज के रूप में भी नमक या साधारण लवण मिलता है। ऐसे नमक को *सैंधा नमक* या *राक साल्ट* कहते है। पाकिस्तान के खेवडा नामक स्थान में इस नमक की बहुत बडी खान है और हिमाचल प्रदेश मे मडी मे भी छोटी-सी खान है।

अधिकांश नमक समुद्र जल का वाष्पन करके प्राप्त होता है। सैंधा नमक या राक साल्ट नमक की खानों में विस्फोट करके या बडे-बडे ढेलो को तोड़कर निकाला जाता है। जहाँ भूगर्भ में नमक की खाने होती हैं वहाँ प्रायः नमक की परतों मे पानी पहुँचा कर और उसमे नमक को घोलकर बाहर निकाला जाता है। इस प्रकार जो *खारा पानी* भीतर से पंपों द्वारा निकलता है उसे वाष्पित करके नमक बनाते है।

सौलर नमक समुद्र जल या खान में से निकले हुए खारी पानी को चट्टान या मिट्टी की क्यारियो में वाष्पित करके बनाया जाता है। इन क्यारियो को कड़ाह या पैन कहते है। सांद्रित खारे पानी या लवण जल मे से नमक रवे के रूप में निकल आता है। इसे जमा करके सुखा देते है। यही कच्चा नमक होता है। कच्चे नमक को विशेष विधियो द्वारा शुद्ध किया जाता है जिनका आगे चलकर उल्लेख किया गया है।

5.3 नमक या सोडियम क्लोराइड के गुण और उपयोग

शुद्ध नमक या सामान्य लवण सफेद रवेदार ठोस पदार्थ है जो पानी मे घुल जाता है ।

प्रयोग 2

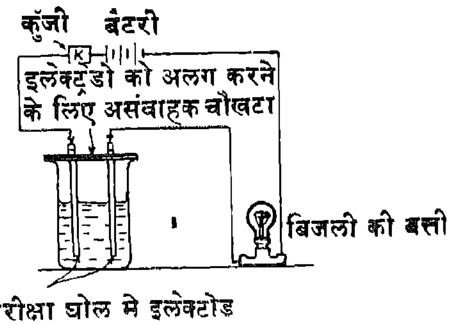
एक परखनली मे थोडा-सा नमक लेकर उसे गर्म कीजिए । आप देखेंगे कि नमक के रवो के टूटने से चटचटाने की आवाज आएगी । यह आवाज रवों या क्रिस्टलों के टूटने से निकलती है। इस बात को *कड़कड़ाना* कहते है । लवण ऊष्मा से अपघटित नहीं होता ।

प्रयोग 3.

चित्र-47 की भाँति उपकरण को जमाइए । इसमें एक बैटरी, बिजली का छोटा-सा बल्ब और एक बीकर में नमक का घोल ले लीजिए । बिजली के सरकिट में एक 'की' (key) भी रहनी चाहिए । अब बिजली की धारा छोड दीजिए । आप देखेंगे कि बिजली का बल्ब जलेगा जिससे यह प्रकट होगा कि बिजली की धारा घोल में से गुजर रही है। नमक जैसे पदार्थ जिनके घोल (अथवा संलीन अवस्था) मे से विद्युत धारा प्रवाहित होती है उन्हें *विद्युत अपघट्य* कहते है ।

नमक का घोल विद्युत धारा को क्यों प्रवाहित होने देता है ? नमक के दो भाग होते हैं, जिन्हें 'आयन' कहा जाता है। एक भाग सोडियम आयन (Na^+) होता है जिसमें विद्युत का धनात्मक चार्ज (positive charge) होता है और दूसरे में क्लोराइड आयन (Cl^-) होता है जिसमें ऋणात्मक चार्ज (negative charge) होता है। दोनो आयन विद्युत-विरोधी चार्जों के परस्पर आकर्षण से एक-दूसरे-से जुडे रहते है । जब लवण पानी में घुल जाता है तो आकर्षण की शक्तियाँ टूट जाती है और आयन अलग-अलग हो जाते है। घोल मे यही आयन विद्युत धारा को बहने में सहायता देते हैं। बहुत-से लवण ऐसा ही व्यवहार करते है ।

नमक एक अपघट्य है । अन्य बहुत से नमकों में यह गुण होता है ।



चित्र 47 *आयनन और चालकता*

प्रयोग 4.

एक परखनली में थोड़ा-सा सोडियम क्लोराइड (नमक) लीजिए । इसमें कुछ सान्द्रित सल्फ्यूरिक एसिड डालिए और इस मिश्रण को गरम कीजिए । आप देखेंगे कि एक रगहीन और तीखी गैस निकलेगी । यह *हाइड्रोजन क्लोराइड* है और यह अम्लीय गैस है । यह गीले और नीले लिटमस कागज को लाल कर देती है ।

सब अम्लों से नीला लिटमस लाल हो जाता है । क्षार लाल लिटमस को नीला कर देते हैं । नमक लिटमस के लिए उदासीन होता है ।

प्रयोग 5.

एक परखनली मे आसुत जल मे नमक घोलिए।

इसमें थोड़ा-सा सिल्वर नाइट्रेट घोल मिलाइए। आप देखेंगे कि सिल्वर क्लोराइड का सफेद अवक्षेप बन जाएगा।

सोडियम क्लोराइड + सिल्वर नाइट्रेट → सिल्वर क्लोराइड (सफेद अवक्षेप) + सोडियम नाइट्रेट।

सोडियम नाइट्रेट घोल में रह जाता है। यह क्लोराइड आयन (Cl^-) की विशिष्ट अभिक्रिया या परीक्षा है।

प्रयोग 6

एक वाच-ग्लास में थोड़ा-सा सोडियम क्लोराइड लेकर उसे शुद्ध सान्द्रित हाइड्रोक्लोरिक एसिड से तर कीजिए। एक प्लेटिनम तार लेकर उसे इसमें डुबाकर अदीप्त बुन्सन ज्वाला में रखिए और ज्वाला के रंग की ओर ध्यान दीजिए। यह बहुत ही गहरे पीले रंग की हो जाएगी। यह ज्वाला सोडियम और सोडियम के सब लवणों की परीक्षा अभिलक्षण है। कुछ अन्य धातुओं के लवणों से भी इसी प्रकार ज्वाला में रखने पर अलग-अलग रंग प्रकट होते हैं। प्रत्येक धातु का भिन्न-भिन्न रंग होता है।

नमक व्यापक रूप में खाना पकाने के काम आता है। अन्य रसायन बनाने में भी यह भारी मात्रा में इस्तेमाल होता है। इसके अलावा खाने और कपड़ा धोने का सोडा, कास्टिक सोडा, क्लोरीन और हाइड्रोक्लोरिक एसिड इसी से बनते हैं। चमड़े और खाद्य उद्योग में भी नमक भारी मात्रा में इस्तेमाल किया जाता है।

5.4 पोटासियम नाइट्रेट (साल्ट पीटर या नाइटर)

यह एक और महत्वपूर्ण नमक लवण है। पोटासियम नाइट्रेट के अणु में सकारात्मक पोटासियम आयन और नकारात्मक नाइट्रेट आयन होता है।

कुछ मिट्टियों के ऊपर नाइटर सफेद उत्फुल्ल ठोस पदार्थ के रूप में प्रकट होता है। इसे एकत्रित करके पानी में घोला जाता है और घोल को छानकर उसमें से क्रिस्टलीकरण द्वारा शुद्ध नाइटर प्राप्त किया जाता है। किन्तु आजकल नाइटर आमतौर से सोडियम नाइट्रेट जिसे चिली साल्टपीटर (chile saltpeter) कहते हैं और पोटासियम क्लोराइड को उचित अनुपात में घोलकर और फिर इस घोल के प्रभाजित क्रिस्टलीकरण द्वारा तैयार किया जाता है।

सोडियम नाइट्रेट + पोटासियम क्लोराइड → पोटासियम नाइट्रेट + सोडियम क्लोराइड

पहले तो सोडियम क्लोराइड बनता है और अलग हो जाता है और उसके बाद नाइटर का क्रिस्टलीकरण होता है। ऐसा बड़ी सरलता से प्रयोगशाला में किया जा सकता है।

5.5 पोटासियम नाइट्रेट के गुण और उपयोग

पोटासियम नाइट्रेट या नाइटर सफेद रवेदार ठोस पदार्थ है जो पानी में घुल जाता है। इसका घोल लिटमस के लिए उदासीन होता है और विद्युत धारा का चालक है। इस प्रकार यह एक विद्युत-अपघट्य है।

प्रयोग 7

थोड़े-से नाइटर को एक परखनली में अच्छी तरह गर्म कीजिए। आप देखेंगे कि इसका अपघटन होता है और ऑक्सीजन गैस निकलती है जो दहन में सहायक होती है। इसकी परीक्षा जलती हुई लकड़ी की खपची से की जा सकती है।

प्रयोग 8

एक परखनली मे थोडा-सा नाइटर लीजिए । इसमे कुछ सान्द्रित सल्फ्यूरिक एसिड डालिए और इसे गर्म कीजिए । ऐसा करने पर लाल भूरे रग की गैस निकलेगी । इसमे थोडी-सी ताँबे की रेतने डालने से गैस और अधिक निकलेगी । यह गैस नाइट्रोजन डाईऑक्साइड (No_2) कहलाती है ।

प्रयोग 9

नाइटर के साथ ज्वाला परीक्षा कीजिए जैसी कि नमक के साथ की थी । आप देखेंगे कि नाइटर से ज्वाला का रग गुलाबी हो जाएगा । पोटासियम के सभी रगो की यही विशेषता है ।

बारूद और आतिशबाजी, फिलट काँच और नाइट्रिक एसिड बनाने मे नाइटर काम आता है । गेहूँ और तंबाकू की फसलों के लिए नाइटर उर्वरक के रूप में भी इस्तेमाल किया जाता है ।

5.6 कैल्सियम कार्बोनेट, संगमरमर, चूने का पत्थर, खड़िया ($Ca\ Co_3$)

प्रकृति मे कैल्सियम कार्बोनेट बहुत-से रूपों में प्राप्त होता है; जैसे सगमरमर, चूने का पत्थर और खडिया । इसका एक और पारदर्शक तथा रवेदार प्रकार भी पाया जाता है, 'जिसे आइसलेड स्पार' कहते हैं । यह समुद्री शंखो, मोतियो, और अडो के छिलकों मे होता है ।

कैल्सियम कार्बोनेट सफेद अवक्षेप के रूप में उस समय प्राप्त होता है जब चूने के गर्म घोल में से कार्बन डाइआक्साइड गुजारी जाती है ।

कैल्सियम हाइड्राआक्साइड + कार्बन डाइआक्साइड → कैल्सियम कार्बोनेट + पानी ।

5.7 कैल्सियम कार्बोनेट के गुण और उपयोग

कैल्सियम कार्बोनेट सफेद रग का ठोस पदार्थ है और नमक से भिन्न इसमें यह बात है कि यह पानी मे नही घुलता । ज्वाला परीक्षा करने पर यह ज्वाला को ईट के रग का लाल कर देता है और कैल्सियम के लवणो की यही विशेषता है ।

प्रयोग 10.

एक परखनली मे थोडा-सा कैल्सियम कार्बोनेट खूब गर्म कीजिए । आप देखेंगे कि इसका अपघटन हो जाएगा और कार्बन डाइआक्साइड गैस निकलेगी और कैल्सियम आक्साइड बाकी बच रहेगा ।

कैल्सियम कार्बोनेट → कैल्सियम ऑक्साइड + कार्बन डाइआक्साइड

इस अभिक्रिया का चूने के पत्थर को भट्टो में गर्म करके बिना बुझा हुआ चूना बनाने मे उपयोग किया जाता है ।

कैल्सियम ऑक्साइड पानी मे घुल जाता है और इसके घोल से लाल लिटमस नीला हो जाता है । जिससे यह स्पष्ट हो जाता है कि यह एक क्षार है ।

प्रयोग 11.

एक परखनली मे कुछ कैल्सियम कार्बोनेट लीजिए । फिर इसमे तनु हाइड्रोक्लोरिक एसिड डालिए । आप देखेंगे कि कार्बन डाइआक्साइड के निकलने से बुदबुदाहट होगी और कैल्सियम क्लोराइड का घोल तैयार हो जाएगा ।

मूर्तियाँ बनाने और वास्तुकला की दृष्टि से सगमरमर सबसे अच्छा माना जाता है । बुझा और बिना बुझा हुआ चूना व सीमेंट आदि बनाने में काम आने वाली चीजें बनाने के लिए चूने का पत्थर काम में लाया जाता है ।

5.8 कॉपर सल्फेट ($CuSO_4.5H_2O$)

कॉपर सल्फेट शुद्ध रूप में नही मिलता, किन्तु जब ताँबा या ब्लैक ऑक्साइड गर्म साद्रित सल्फ्यूरिक एसिड में घोला जाता है तो यह बडी सरलता से तैयार हो जाता है।

कॉपर (या ब्लैक ऑक्साइड)+सल्फ्यूरिक एसिड →कॉपर सल्फेट+पानी।

5.9 कॉपर सल्फेट के गुण और उपयोग

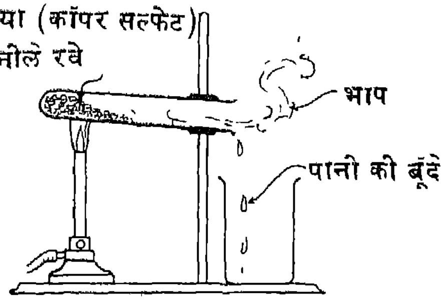
अभी तक जिन लवणो का उल्लेख किया गया है कॉपर सल्फेट उनसे भिन्न नीला, रवेदार ठोस द्रव्य होता है जो पानी मे घुल जाता है।

प्रयोग 12

कॉपर सल्फेट के कुछ रवे लेकर इन्हें कॉच की परखनली मे खूब गर्म कीजिए। परखनली चित्र-48 की भॉति फिट की हुई होनी चाहिए। आप देखेगे कि पानी जो भाप बनकर उड जाता है और फिर बीकर मे ही इकट्ठा कर लिया जाता है। पहले तो नमक अपना नीला रग खो देता है और अत मे निर्जल कॉपर सल्फेट सफेद चूर्ण के रूप मे बच रहता है। परखनली को ठंडा करके इसमे थोड़ा-सा पानी डाल दीजिए। आप देखेगे कि फिर से नीला रग आ जाएगा और अधिक पानी के डालने से नीला घोल तैयार हो जाएगा।

कॉपर सल्फेट के क्रिस्टलों में जल रहता है और यह *जलयोजित लवण* कहलाता है। इसका पानी *क्रिस्टलीकरण जल* कहा जाता है।

कॉपर सल्फेट के क्रिस्टलो का नीला रंग जलयोजित होने पर घनात्मक क्यूप्रिक आयन (Cu^{++}) के कारण होता है।



चित्र 48. *कॉपर सल्फेट (नीला थोथा या तूतिया) के रवे का निर्जलीकरण*

प्रयोग 13

एक बीकर मे कॉपर सल्फेट का घोल लेकर उसमे जस्त की एक छड़ डालिए। आप देखेगें कि घोल में से ताँबा विस्थापित होकर जस्त की छड़ पर लाल भूरे रंग की परत की शक्ल में जमा हो जाएगा। लोहे द्वारा भी ताँबा विस्थापित हो जाता है। (देखिए प्रयोग 2, अध्याय 4)।

प्रयोग 14.

कॉपर सल्फेट (तूतिया) की ज्वाला-परीक्षण भी कीजिए। ऐसा करने पर हरे रग की ज्वाला निकलेगी। यह सब तांबे के लवणो की विशेषता है।

प्रयोग 15.

एक परखनली मे पानी लेकर थोडा-सा कॉपर सल्फेट घोलिए। उसमे कुछ बेरियम क्लोराइड का घोल डालिए। ऐसा करने पर सफेद रंग का अवक्षेप बन जाएगा। यह बेरियम सल्फेट का अवक्षेप होगा और यह अम्लों में नही घुलता। यह उन सब सल्फेटों की परीक्षा है जो पानी मे घुल जाते है।

कॉपर सल्फेट ताँबे का मुलम्मा चढाने के काम आता है। यह कपड़ा रंगने और छींट छापने मे

रंगवर्धक के रूप में इस्तेमाल होता है। यह कीटाणु-नाशी और कवकनाशी के रूप में भी काम लाया जाता है। पानी और चूने में मिलाकर इसे कीड़े मारने के लिए पौधों पर छिड़का जाता है।

5.10 जिप्सम कैल्सियम सल्फेट $CaSO_4$ $2H_2O$

जिप्सम प्रकृति में भारी परिमाण में मिलता है। ऐलाबास्टर और सेलेनाइट इसकी रवेदार किस्में हैं। चूने के पत्थर और तनु सल्फ्यूरिक एसिड (गंधक का तेजाब) की अभिक्रिया से भी कैल्सियम सल्फेट तैयार किया जा सकता है।

कैल्सियम कार्बोनेट + सल्फ्यूरिक एसिड →
कैल्सियम सल्फेट + जल + कार्बन डाइऑक्साइड

5.11 जिप्सम के गुण और उपयोग

जिप्सम एक सफेद रवेदार ठोस पदार्थ है जो थोड़ा-थोड़ा पानी में घुल जाता है।

प्रयोग 16

परखनली में जिप्सम के कुछ टुकड़े लेकर 120 डिग्री से० पर गर्म कीजिए। आप देखेंगे कि इसमें से थोड़ा-सा पानी निकलेगा और सफेद चूर्ण शेष रह जायगा। इस चूर्ण में थोड़ा पानी मिलाइए। आप देखेंगे कि यह जम जाता है। इस चूर्ण को *प्लास्टर ऑफ पैरिस* कहते हैं।

इस प्रयोग को दोहराइए। जिप्सम को 200 डिग्री सें० से ऊपर गर्म कीजिए। अब आप देखेंगे कि पानी की उपस्थिति में यह अब नहीं जमता। इस प्रकार आपने यह देखा कि बहुत गर्म करने से प्लास्टर ऑफ पैरिस की जमने की शक्ति समाप्त हो जाती है। इस अवस्था में जिप्सम को *मृत दग्ध* (dead burnt) कहते हैं।

कार्बन के साथ गर्म करने पर जिप्सम को अपचयित करके कैल्सियम सल्फाइड बनाया जा सकता है। जब कैल्सियम सल्फाइड को किसी अम्ल के साथ अभिक्रिया की जाती है, तो उसमें हाइड्रोजन सल्फाइड निकलती है।

प्रयोग 17

कठोर कॉच की परखनली में जिप्सम का चूर्ण और कोयले का चूर्ण मिलाकर लीजिए और गर्म कीजिए। गर्म मिश्रण की हाइड्रोक्लोरिक एसिड से अभिक्रिया कीजिए। आप देखेंगे कि ऐसा करने पर एक बदबूदार गैस निकलेगी। इस गैस को *हाइड्रोजन सल्फाइड* भी कहते हैं।

अमोनियम सल्फेट बनाने में जिप्सम का प्रयोग किया जाता है। अमोनियम सल्फेट एक उपयोगी उर्वरक है। सीमेंट और दीवारों पर किए जाने वाले प्लास्टरों के बनाने में जिप्सम बहुत काम आता है। कागज पर चमक लाने या भरत के काम में और रंगीन चाक या पेस्टल के रंग तैयार करने में भी जिप्सम इस्तेमाल होता है। प्लास्टर ऑफ पैरिस इसी से बनता है जो कि मूर्तियाँ खिलौने, गहने, अस्पतालों में पट्टियाँ आदि बाँधने के काम आता है। ऐलाबास्टर जिप्सम की ही एक किस्म है जो प्याले, प्लेटें और बर्तन आदि बनाने में प्रयुक्त होता है।

5.12 अमोनियम क्लोराइड (NH_4Cl)

अमोनियम क्लोराइड भी एक और सामान्य लवण है, जिसका बहुत इस्तेमाल होता है और जिसे बहुत लोग जानते हैं। इसे ऊर्ध्वपातन द्वारा शुद्ध किया जाता है। प्रयोगशाला में यह हाइड्रोक्लोरिक एसिड में से अमोनिया को गुजार कर तैयार किया जाता है।

अमोनिया + हाइड्रोजन क्लोराइड →
अमोनियम क्लोराइड

5.13 अमोनियम क्लोराइड के गुण और उपयोग

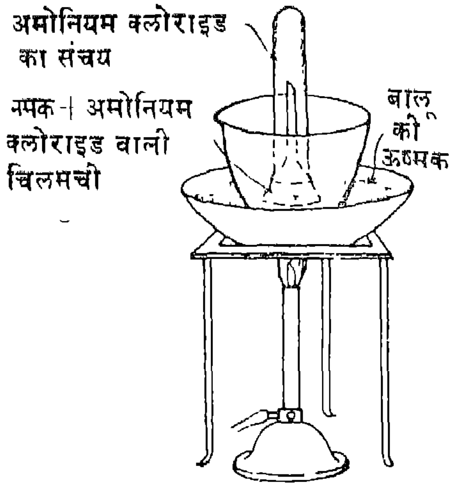
शुद्ध अमोनियम क्लोराइड सफेद क्रिस्टलीय (रवेदार) ठोस पदार्थ है जो बहुत जल्द पानी मे घुल जाता है। जब यह पानी मे घुलता है तो इससे ठंडक निकलती है। जब यह गर्म किया जाता है तो इसका ऊर्ध्वपातन हो जाता है।

प्रयोग 18.

चित्र 49 की तरह थोड़ा-सा नमक और अमोनियम क्लोराइड एक चीनी की परत मे लेकर और उस पर एक कीप उल्टी रख कर गर्म कीजिए। आप देखेंगे कि अमोनियम क्लोराइड वाष्पित होकर कीप की दीवारों पर जमा हो जाएगा। इस घटना को ऊर्ध्वपातन कहते हैं और अमोनियम क्लोराइड तथा नमक के मिश्रण मे से दोनो को अलग-अलग करने के लिए इसका उपयोग किया जाता है। लवण अवाष्पशील है और इस कारण इसका वाष्पन नहीं होता जब कि अमोनियम क्लोराइड का वाष्पन हो जाता है। बहुत गर्म करने पर अमोनियम क्लोराइड अपघटित होकर अमोनिया और हाइड्रोजन क्लोराइड मे बदल जाता है।

प्रयोग 19

एक परखनली मे अमोनियम क्लोराइड को कास्टिक सोडा घोल या बुझे हुए चूने के साथ गर्म कीजिए। ऐसा करने पर एक तीखी गैस निकलेगी। अब काँच की एक छड़ को हाइड्रोक्लोरिक एसिड में भिगोकर परखनली मे डालिए। आप देखेंगे कि सफेद धूम निकलने लगेगा। इस गैस से लाल लिटमस नीला हो जाएगा। इस गैस को *अमोनिया गैस* कहते हैं। यह वायु से हल्की होती है और इसे वायु के नीचे की ओर विस्थापन द्वारा एकत्रित किया जा सकता है।



चित्र-49. *उर्ध्वपातन (नमक और अमोनियम क्लोराइड को अलग करना)*

टाँका लगाने और खाने-पीने के बर्तनों पर राँगा चढाने मे अमोनियम क्लोराइड का काफी इस्तेमाल होता है। लैक्लानचे और बैटरियो के सूखे सेलो में बिजली बनाने के लिए अमोनियम क्लोराइड काम मे लाया जाता है। यह औषधियाँ बनाने, कपडा रगने और छीट की छपाई में इस्तेमाल किया जाता है। प्रयोगशाला के लिए यह एक महत्वपूर्ण अभिकर्मक है।

संक्षेप

अम्ल, *क्षारक* और *लवण* यौगिको के तीन भिन्न प्रकार है ।

जब कोई अम्ल किसी क्षारक से अभिक्रिया करता है तो लवण बनता है ।

इस अभिक्रिया को *उदासीनीकरण* कहते है ।

लवण प्रायः रंगहीन होते है किन्तु बहुत-से रगीन भी होते है ।

लवण विद्युत अपघट्य होते है और *अम्ल* तथा *क्षारक* भी ऐसे ही होते है ।

विद्युत अपघट्य वह पदार्थ है जो घोल रूप में विद्युत आवेशित कण उत्पन्न करते हैं जिन्हें आयन कहते हैं, और साथ ही जो विद्युत धारा के चालक होते है । नकारात्मक आयनो को *ऋणायन* कहते है और सकारात्मक आयनो को *धनायन* कहते है ।

लवणो से अदीप्त बुन्सन ज्वाला मे रग आ जाता है । यह रग उनके धनायनो के कारण आता है ।

जब किसी लवण के क्रिस्टल (रवे) के गर्म होने पर कडकडाहट के साथ टूटते है तो यह एक विशेष घटना मानी जाती है ।

क्रिस्टलीकरण जल उस पानी को कहते है जो किसी पदार्थ की सयुक्तावस्था मे उसके क्रिस्टलो मे मौजूद रहता है । वे लवण जिनमे क्रिस्टलीकरण जल रहता है *जलयोजित लवण* कहलाते है।

वही लवण गर्म होने पर बिना पिघले जब वाष्पित होते और फिर से ठडा होने पर ठोस रूप मे जम जाते है तो इस घटना को *ऊर्ध्वपातन* कहा जाता है ।

जब कोई जलयोजित लवण वायु के लिए प्रभाव्य हो तो उसके क्रिस्टलीकरण जल का कुछ भाग निकल जाता है और यह चूर्ण का रूप ले लेता है । ऐसे लवण को *उत्फुल्ल लवण* कहते है और इस घटना को *उत्फुल्लन* कहा जाता है ।

दोहराने के लिए प्रश्न

1 क्षारक, अम्ल और लवण क्या होते है ? प्रत्येक के तीन-तीन उदाहरण दीजिए ।

2 लवण एक विद्युत अपघट्य है, यह कहने का क्या अर्थ होता है ?

3 ऋणायन और धनायन क्या होते है ? उदाहरण देकर समझाइए ।

4 नमक के मुख्य स्रोत क्या है ? नमक के उपयोग बताइए ।

5 नमक के तीन गुण बताइए ।

6 संक्षेप मे बताइए कि नाइटर कैसे प्राप्त किया जाता है ? इसके उपयोगो का उल्लेख कीजिए और इसके तीन गुण बताइए ।

7 संगमरमर क्या होता है ? चूने के पत्थर या चाक से यह कैसे भिन्न है ?

8 ऐसा करने पर क्या होता है :

(i) सगमरमर को गर्म करने पर ।

(ii) संगमरमर के चूर्ण और हाइड्रोक्लोरिक एसिड की अभिक्रिया होने पर ।

9 संगमरमर, चूने के पत्थर और चाक के महत्वपूर्ण उपयोग बताइए । उस गैस का नाम बताइए जो इनमे से किसी को भी हाइड्रोक्लोरिक एसिड के साथ मिलाकर गर्म करने पर निकलती है ।

10 कॉपर सल्फेट कैसे बनता है ? इसके महत्वपूर्ण उपयोग बताइए । यह समझाइए कि कॉपर सल्फेट तूतिया के नीले रवे गर्म करने पर सफेद क्यों हो जाते हैं ।

11 ऐसा होने पर क्या होता है :

(i) परखनली में कॉपर सल्फेट के रवे गर्म करने पर ।

(ii) दो बीकरों मे कॉपर सल्फेट का घोल लेकर उनमें से एक मे लोहे की कील और दूसरे मे जस्त की छड़ डालने पर ।

12 जिप्सम क्या है ? इसके अन्य प्रकार बताइए । जिप्सम के भिन्न प्रकारों के महत्वपूर्ण उपयोगो का बर्णन कीजिए ।

13 जब जिप्सम को 120 डिग्री सें० पर गर्म किया जाता है तो कौन-सी वस्तु बनती है ? उस वस्तु के विभिन्न उपयोग बताइए ।

14 ऐसा करने पर क्या होता है :

(i) जिप्सम को पत्थर या लकडी के कोयले के चूर्ण के साथ गर्म करने पर ।

(ii) जिप्सम को 120 डि० से० पर गर्म करने पर ।

(iii) गर्म जिप्सम पर पानी की अभिक्रिया करने पर ।

15 अमोनियम क्लोराइड क्या होता है ? यह कैसे प्राप्त होता है ? इसके महत्वपूर्ण प्रयोग बताइए ।

16 अमोनियम क्लोराइड को आप लवण क्यो मानते है ? अमोनियम क्लोराइड और नमक के मिश्रण को आप अलग कैसे करेंगें ।

17 ऐसा करने पर क्या होता है :

(क) अमोनियम क्लोराइड को गर्म करने पर,

(ख) अमोनियम क्लोराइड को कास्टिक सोडा के साथ गर्म करने पर,

(ग) अमोनियम क्लोराइड के घोल को सिल्वर नाइट्रेट से मिलाने पर,

(घ) अमोनियम क्लोराइड और कास्टिक सोडा को मिलाने से जो गैस निकलती है उसे हाइड्रोक्लोरिक एसिड में से गुजारने पर।

18 आप यह कैसे दिखाएँगे कि जब क्षारक और अम्ल अभिक्रिया करते हैं तो लवण बनता है।

अध्याय 6

कार्बनिक पदार्थ

6.1 कार्बनिक यौगिक

अभी तक हमने उस पदार्थ के बारे मे पढा है जो प्रकृति से अकार्बनिक होता है और जिसका सबंध खनिजों से है। किन्तु कार्बनिक पदार्थ भी हम नित्य देखते हैं। कार्बनिक पदार्थ भी उतने ही नही बल्कि अधिक महत्वपूर्ण हैं और ये पौधो और प्राणी जगत से संबंध रखते है। सभी कार्बनिक यौगिकों मे कार्बन एक अनिवार्य तत्व रहता है। इनमे से अधिकाश मे हाइड्रोजन रहती है और बहुतों मे नाइट्रोजन और ऑक्सीजन होती है। इनकी सख्या बहुत अधिक है। दस लाख से भी अधिक यौगिक अभी तक मौजूद हैं और यह सख्या प्रति वर्ष 5 प्रतिशत की दर से बढती जा रही है।

कार्बनिक यौगिक प्रकृति में विभिन्न जीवित कोषाओं मे उपस्थित रहते हैं। ये पौधो, प्राणियों और मनुष्यों की जीवित कोषाओ में मौजूद रहते है। इसलिए ऐसे यौगिको का रसायन बहुत-सी बातो मे जीवन से सबध रखता है। प्रयोगशाला में भी बहुत-से प्राकृतिक कार्बनिक यौगिक तैयार किए गए हैं किन्तु फिर भी बहुत-से ऐसे कार्बनिक यौगिक हैं जो प्रकृति मे नही मिलते किन्तु सामान्य उपलब्ध कच्चे माल से शुद्ध रूप मे प्रयोगशाला में ही बनाए गए है। इस प्रकार के दो पदार्थ हैं, कोयला और पैट्रोलियम जिन पर कार्बनिक रासायनिक उपयोग बहुत कुछ आधारित है।

6.2 कार्बनिक यौगिक का महत्व

कार्बनिक यौगिक हमारे लिए अत्यधिक महत्व के हैं। ऐसा कहा जाता है मनुष्य की मूल आवश्यकताएँ भोजन, कपड़ा और मकान हैं और ये सभी आवश्यकताएँ कार्बनिक यौगिकों द्वारा ही पूरी होती हैं। इस प्रकार हमारा लगभग सौ प्रतिशत भोजन कार्बनिक होता है। ऊनी, सूती, रेशमी या आधुनिक ढंग के *नायलॉन*, *टैरेलीन* और *रेयन* के सभी वस्त्र कार्बनिक होते हैं। इमारतें बनाने की सबसे महत्वपूर्ण वस्तु लकड़ी है जो कि कार्बनिक होती है। फिर मनुष्य को अपना स्वास्थ्य ठीक रखने के लिए विटामिनों की और रोगो के उपचार के लिए औषधियो की आवश्यकता होती है। तो विटामिन और औषधियाँ भी कार्बनिक हैं।

6.3 यौगिकों के अभिलक्षण

गुणो की दृष्टि से कार्बनिक यौगिक अकार्बनिक यौगिको से बहुत भिन्न होते हैं। कुछ महत्वपूर्ण भिन्नताएँ ये हैं :

क) कार्बनिक यौगिक या तो कम ताप पर पिघलने वाले ठोस पदार्थ या द्रव गैसे होते हैं। इसके विपरीत अकार्बनिक यौगिक सामान्यत: ऊँचे तापमान पर पिघलते हैं।

ख) सभी कार्बनिक यौगिकों के जलने पर कार्बन डाइ-आक्साइड, जल और सभी गैसें निकलती हैं और कोई अवशिष्ट नही बचता । किन्तु अकार्बनिक यौगिक प्रायः नही जलते ।

ग) कार्बनिक यौगिक प्रायः पानी मे नही घुलते किन्तु कार्बनिक द्रवों जैसे अल्कोहल, बैन्जीन, ईथर और पैट्रोल भी घुल जाते हैं । अकार्बनिक यौगिक सामान्यत: इससे विपरीत होते हैं ।

एक खुले जार मे थोडा-सा तारपीन का तेल (टरपेन्टाइन आयल) लेकर उसमें आग लगाइए । आप देखेंगे कि बिना अवशिष्ट छोडे ही तेल जल जाएगा । जार के गैस को ताजे चूने के पानी से परीक्षा कीजिए । आप देखेंगे कि चूने का पानी दूधिया हो जाएगा जिससे यह पता चलता है कि यह गैसें कार्बन डाइआक्साइड हैं ।

प्रयोग 2.

एक परखनली मे कुछ तेल और पानी लेकर अच्छी तरह मिलाइए । दूसरी परखनली मे तेल और बैन्जीन लेकर इसी तरह हिलाइए ।आप देखेंगे कि तेल बैन्जीन मे घुल जाएगा पर पानी मे नही घुलेगा ।

अब हम कुछ सामान्य कार्बनिक पदार्थों के बारे मे चर्चा करेंगे जो हम अपने नित्य के जीवन में इस्तेमाल करते हैं जो काफी महत्वपूर्ण है ।

6.4 पैट्रोल या गैसोलीन

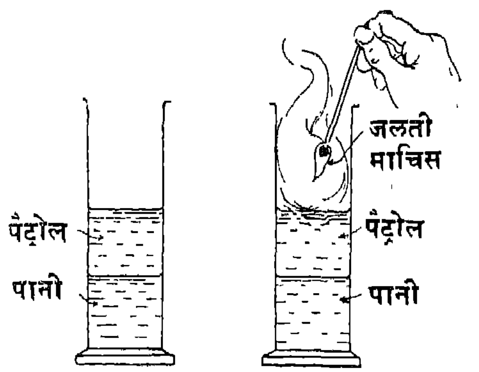
पैट्रोल या गैसोलीन प्राकृतिक पैट्रोलियम से बनाया जाता है और पैट्रोलियम कुछ क्षेत्रों में पृथ्वी मे से निकाला जाता है। पैट्रोलियम बहुत-से पदार्थों का मिश्रण होता है । यह पदार्थ आसवन द्वारा अलग-अलग किए जा सकते है। इस प्रकार बहुत-से कार्बनिक पदार्थ प्राप्त किए जाते हैं । पैट्रोल या गैसोलीन हल्के और अधिक वाष्पशील पदार्थों में से है ।

6.5 पैट्रोल या गैसोलीन

पैट्रोल एक गंधहीन द्रव है जिसका कोई निश्चित क्वथनांक (खौलने का बिन्दु) नही है । यह तापमान के एक परिसर पर आसवित होता है, जिससे यह प्रकट होता है कि यह एक मिश्रण है । यह पानी से हल्का होता है और पानी मे मिलता भी नही । यह बहुत शीघ्र ज्वलनशील है ।

प्रयोग 3.

एक गैस जार में थोडे-से पैट्रोल और पानी को मिलाइए । आप देखेंगे कि पैट्रोल पानी के ऊपर तैर रहा है । लकडी की जलती हुई चिपटी लेकर इस मिश्रण मे लगाइए । आप देखेंगे कि पैट्रोल पानी के ऊपर जलने लगेगा और जैसा कि चित्र-50 में दिखाया गया है इससे धुएँ वाली ज्वाला निकलेगी । यह इस बात का प्रमाण है कि इसमें कार्बन है ।



चित्र-50. *पैट्रोल पानी में नहीं मिलता और ज्वलनशील होता है ।*

पैट्रोल कार्बन और हाइड्रोजन के यौगिकों का मिश्रण होता है । यह यौगिक *हाइड्रोकार्बन* कहलाते है । इनका एक अलग वर्ग है, जिनके अभिलक्षण

गुण होते हैं। पैट्रोल मोटरो के काम आने वाला बहुत महत्वपूर्ण ईंधन है। यह ग्रीजी पदार्थों को घुला देता है और इसलिए कपड़ो के ड्राइक्लीनिग मे काम आता है।

6.6 बैन्जीन

बैन्जीन कोलतार से निकाला जाता है। कोलतार कोयले के आसवन से तैयार होता है। बैन्जीन केवल कार्बन और हाइड्रोजन का यौगिक है और कोलतार के हाइड्रोकार्बनो में यह सबसे प्रचुर है। यह हाइड्रोकार्बन *एरोमैटिक हाइड्रोकार्बन* कहलाते हैं और यह *ऐलिफैटिक हाइड्रोकार्बन* से भिन्न होते है जो पैट्रोलियम से तैयार किए जाते हैं।

6.7 बैन्जीन के गुण और उपयोग

शुद्ध बैन्जीन रंगहीन द्रव्य होता है और यह 80 डिग्री सें० पर खौलता है। यह पानी में नहीं घुलता। यह ज्वलनशील होता है और धुएँदार ज्वाला के साथ जलता है, जिससे यह पता चलता है कि इसमे कार्बन का काफी अंश है।

प्रयोग 4

कॉंच की एक छड को बैन्जीन मे डुबा कर बुन्सन ज्वाला के ऊपर ले जाइए। आप देखेंगे कि यह काले धुएँदार ज्वाला के साथ जलेगा।

बैन्जीन ग्रीज़युक्त पदार्थों, रबड और राल को विलय कर देता है और इस कारण इसे इन पदार्थों के विलायक की भाँति इस्तेमाल किया जाता है। कपड़ों की ड्राईक्लीनिंग के लिए बैन्जीन काम आता है। दूसरे मूल्यवान कार्बनिक रसायन बनाने के लिए भी इसका प्रयोग किया जाता है।

6.8 नैफ्थलीन

नैफ्थलीन केवल कार्बन और हाइड्रोजन का एक और यौगिक है। अत: यह एक *हाइड्रोकार्बन* है।

6.9 नैफ्थलीन के गुण और उपयोग

नैफ्थलीन एक रवेदार ठोस होता है। इसकी बड़ी-बड़ी सफेद और चमकदार प्लेटें होती है जो 80 डिग्री से० पर पिघल जाती हैं। यह पानी मे नहीं घुलता किन्तु बैन्जीन जैसे कार्बनिक द्रव्यों मे घुल जाता है।

नैफ्थलीन बहुत प्रदीप्त ज्वाला के साथ जलता है और इसके जलने से बहुत-सा काजल जमा हो जाता है। इसी कारण इसे कोयले की गैस की प्रदीपन क्षमता को बढाने के लिए उसके साथ मिला लिया जाता है। यह शलभो को प्रतिकर्षित करता है और इसलिए गोलियो के रूप में कपड़ो आदि को कीड़ो से बचाने के लिए इस्तेमाल किया जाता है। रंजक द्रव्यो के सश्लेषण मे नैफ्थलीन का उपयोग किया जाता है।

6.10 रबड़

रबड़ प्राकृतिक स्रोतों से भी प्राप्त होती है और कृत्रिम विधियों से भी तैयार की जाती है। प्राकृतिक रबड, रबड़ के पेड से निकाले जाने वाली दूधिया रंग के तरल (जिसे लेटक्स कहते हैं) के स्कंदन द्वारा प्राप्त किया जाता है। यह एक बहुलक है और *आइसोप्रीन* की यूनिटो का बना होता है, जो कि एक हाइड्रोकार्बन है। कृत्रिम या सश्लिष्ट रबड छोटे हाइड्रोकार्बनो के मेल से बनती हैं। इस प्रक्रिया को *बहुलकीकरण* (पालीमेराइजेशन) कहते है।

संश्लिष्ट रबड को विभिन्न नामो से बेचा जाता है, जैसा बूना एन०, बूना एस० और नियोप्रीन। इन रबडो के प्रत्यास्थता की भिन्न-भिन्न श्रेणियाँ होती है और उनके विशेष गुण होते हैं।

6.10 रबड़

प्राकृतिक रबड की प्रत्यास्थता और नम्यता या लचीलापन को एक प्रक्रिया द्वारा परिवर्तित किया जाता है जिसे *वल्कनीकरण* कहते है। इस प्रक्रिया का विकास चार्ल्स गुडईयर ने किया था। इस प्रक्रिया मे कच्चे रबड़ को गंधक के साथ गरम किया जाता है। इससे रबड इतना कठोर हो जाता है कि वह घिसने और फटने को सहन करने की क्षमता रखता है।

6.11 रबड़ के गुण और उपयोग

प्राकृतिक रबड पीलापन लिए सफेद ठोस होता है। कच्चा रबड़ बैन्जीन में घुल जाता है और अन्य कार्बनिक द्रवों में भी। संश्लिष्ट रबड़ पैट्रोल मे अविलयशील है और जब इसे सुलगाया जाता है तो यह धुएँदार ज्वाला के साथ जलता है।

वल्कनीकृत रबड भिन्न-भिन्न प्रकार की वस्तुएँ विशेष रूप से मोटरो के टायर बनाने के काम आती है।

6.12 अल्कोहल

रसायन-विज्ञान में अल्कोहल को इथायल अल्कोहल या *इथानोल* कहते हैं। यह ईथेन का एक हाइड्राआक्सी व्युत्पन्न होता है। यह केवल कार्बन हाइड्रोजन और ऑक्सीजन का यौगिक है। यह सामान्यतः माड़ी या शर्करा के किण्वन द्वारा तैयार किया जाता है।

6.13 अल्कोहल के गुण और उपयोग

शुद्ध रूप में अल्कोहल एक रंगहीन द्रव्य है जो एक निश्चित तापमान (78·5 डिग्री सें०) पर खौलता है। यही इसका क्वथनांक है। यह ज्वलनशील होता है और बिना धुएँ की ज्वाला के साथ जलता है। यह पानी मे मिल सकता है। यह भाँति-भाँति की मद्य और शराबो के रूप में इस्तेमाल किया जाता है। यह शराबें भिन्न-भिन्न तनुता की अल्कोहल मात्रा होती है, जिनमे कुछ स्वाद और मिठास देने वाले पदार्थ मिला दिए जाते है। प्रयोगशाला और औषधशाला में घोलक के रूप मे अल्कोहल का बहुत प्रयोग किया जाता है। यह स्प्रिट लैंपो में जलती है किन्तु इस काम के लिए अल्कोहल की एक घटिया और अशुद्ध किस्म इस्तेमाल की जाती है, जिसे *मैथिलेटिड स्प्रिट* कहते है। अल्कोहल बहुत-से उपयोगी कार्बनिक पदार्थ बनाने के लिए भी आवश्यक होती है। अल्कोहल का एक और उपयोग खाने की वस्तुओ मे स्वादकारक अर्थात् एसेन्स तैयार करना भी है।

प्रयोग 5.

लगभग 5 घन से० अल्कोहल एक परखनली मे लीजिए। इसमें सान्द्रित सल्फ्यूरिक एसिड की कुछ बूंदे डालिए। इसे खूब हिलाकर फिर इसमें 5 घन सें० ग्लेशियल एसिटिक एसिड डालिए फिर इसे हिलाकर गर्म कीजिए। परखनली की इन सब चीजो को एक बीकर से पानी पर छोड दीजिए। आप को सेबो की फलों की जैसी सुगंधी आएगी। यह वाष्पशील इथाइलेटिस एसिटेट बनने के कारण निकलती है, जिसे एस्टर कहते है।

6.14 ग्लिसरीन

रसायन मे ग्लिसरीन को *ग्लिसरॉल* कहते हैं। यह अल्कोहल भी है और इसमे तीन हाइड्रोक्सील समूह

होते है। यह चर्बियो और तेलो में होता है और कुछ अम्लों के साथ मिला हुआ होता है। इन अम्लो को *फैटी अम्ल* या *फैटी एसिड* कहते है। यह चर्बियो और तेलो से तैयार किया जाता है और कुछ हाइड्रोकार्बोनों से भी इसका सश्लेषण होता है। यह केवल कार्बन, हाइड्रोजन और ऑक्सीजन का यौगिक है।

6.15 ग्लिसरीन के रंग और उपयोग

ग्लिसरीन रंगहीन चाशनी की तरह का द्रव्य है जो पानी से भारी होता है। यह पानी और अल्कोहल में मिल जाता है। यह स्वाद में मीठा होता है और इसलिए इसे मृदुकर्मक के रूप में काम मे लाया जाता है। यह बहुत ही आर्द्रताग्राही होता है अर्थात् यह वायु के प्रभाव्य होने पर नमी को सोख लेता है।

यह बिना धुएँ की ज्वाला के साथ हल्के-हल्के जलता है। ग्लिसरीन का महत्वपूर्ण उपयोग नाइट्रोग्लिसरीन बनाने में होता है जो विस्फोट की प्रेरणा करने पर विस्फोट करता है। इसी कारण डाइनामाइट बनाने मे इसका प्रयोग किया जाता है।

6.16 सिरका या चुक्र (विनेगर)

सिरका रासायनिक रूप से तनु एसिटिक एसिड (4–8 प्रतिशत) होता है। यह अल्कोहल युक्त लिकरों के किण्वन द्वारा बनाया जाता है। अल्कोहल का ऑक्सीकरण होकर यह एसिटिक एसिड बन जाती है जिससे सिरका बनता है। ठंडे देशों में खाद्य पदार्थों को खट्टा करने के लिए सिरके का इस्तेमाल किया जाता है।

6.17 नील (इन्डीगो)

नील एक नीले रग का पदार्थ होता है जो एक भारतीय पौधे से निकाला जाता है जिसे *इन्डीगोफेरा टिंकटोरिया* कहते है। अब यह नैपथलीन से आरभ करके संश्लेषण द्वारा भारी मात्रा में तैयार किया जाता है। यह कार्बन, हाइड्रोजन, ऑक्सीजन और नाइट्रोजन का यौगिक होता है।

नील बहुत ही गहरे नीले रंग का पानी मे न घुलने वाला चूर्ण होता है और उसका रंग बहुत पक्का होता है। नील से रँगने के लिए एक विशेष विधि काम मे लाई जाती है। यह विधि नीचे दिए गए प्रयोग में प्रदर्शित की गई है।

प्रयोग 6.

लगभग 0 5 ग्राम नील लीजिए। इसको एक परात मे सोडियम हाइड्रोसल्फाइट के क्षारीय घोल से अभिक्रिया कीजिए। आप देखेंगे कि नील के लियुको-इन्डीगो के रूप मे अपचयित हो जाने के कारण इसका नीला रंग गायब हो जाएगा। इस घोल मे सूती कपडे के टुकडे को डुबाकर उसे हवा मे रखिए। आप देखेंगे कि नील का नीला रंग धीरे-धीरे वापस आने लगेगा और कपडा गहरे नीले रग में रग जाएगा।

6.18 शर्करा

शर्करा का रसायनिक नाम *सक्रोज* है। इसे चीनी या *केन शुगर* भी कहते हैं। *गन्ने* के रस को शुद्ध करके उसके क्रिस्टलीकरण द्वारा शर्करा बनाई जाती है। चाशनी मे से शर्करा निकालने के बाद जो मातृ-द्रव्य बच रहता है उसे *सीरा* कहते हैं और यह अल्कोहल बनाने के काम आता है। चीनी कार्बन, हाइड्रोजन और ऑक्सीजन का यौगिक है। यह रगहीन रवेदार ठोस होती है और व्यापा-

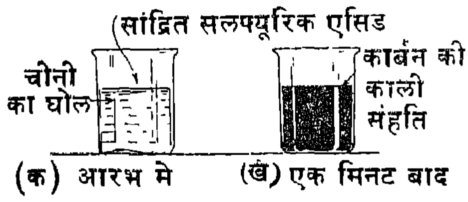
रिक माला मे मिलने वाला सबसे शुद्ध और सबसे सस्ता कार्बनिक पदार्थ है। यह पानी में विलयशील है किन्तु कार्बनिक घोलकों मे नही घुलती। यह बहुत मीठी होती है और खाने-पीने की चीजों को मीठा करने में इसका इस्तेमाल किया जाता है। सान्द्रित सल्फ्यूरिक एसिड के प्रयोग से यह निर्जलिक होती है और झुलस जाती है।

प्रयोग 7

एक बीकर मे चीनी के थोडे से रवे लेकर उसमे सांद्रित सल्फ्यूरिक एसिड डालिए। आप देखेगे कि रंगहीन रवे झुलस कर काले पदार्थ के रूप मे बदल जाएँगे।

प्रयोग को निम्न प्रकार से दोहराइए

एक ऊँचे बीकर में चीनी का 10 घन से० संतृप्त घोल लीजिए। इसमें धीरे-धीरे इतनी ही माला मे सान्द्रित सल्फ्यूरिक एसिड छोड़िए। कॉच की छड़ से मिश्रण को हिलाते जाइए। आप देखेंगे कि चीनी काले द्रव्यमान मे अपघटित हो जाएगी। (चित्र-51)।



चित्र-51. *शर्करा पर सांद्रित सल्फ्यूरिक एसिड की क्रिया।*

जब सक्रोज को धीरे-धीरे लगभग 200 डिग्री सें० पर गर्म किया जाता है तो यह अपघटित हो जाती है और इससे कैरामेल नामक भूरे रंग की वस्तु बन जाती है। इसकी मिठाई बनाने और औषध पदार्थों को तथा शराब और बीयर में रंग देने में बहुत इस्तेमाल किया जाता है। जैम और चटनियाँ भी चीनी से बनती हैं।

6.19 ग्लूकोज

यह भी एक शर्करा है जो प्रकृति में व्यापक रूप में मिलती है। यह केवल कार्बन हाइड्रोजन और ऑक्सीजन का यौगिक है। ग्लूकोज पौधो के बीजो और पत्तियो, मीठे फलों और शहद में रहता है। व्यापारिक रूप मे यह माड़ी से तैयार किया जाता है। ग्लूकोज एक रंगहीन रवेदार ठोस है जो पानी में घुल जाता है। इसका स्वाद मीठा होता है यद्यपि यह सक्रोज की अपेक्षा कम मीठा होता है। यह रोगियों और शिशुओं को भोजन के रूप में दिया जाता है। मिठाइयाँ बनाने और फलों के सरक्षण में इसका इस्तेमाल किया जाता है। महत्वपूर्ण विटामिन 'सी' ग्लूकोज से बनता है। ग्लूकोज का अभिलक्षणिक गुण यह है कि इससे नीचे लिखी विधि से रजत दर्पण बन जाता है।

प्रयोग 8.

एक परखनली मे सिल्वर नाइट्रेट का घोल लीजिए। इसमे बस इतना-सा अमोनियम डालिए कि जो अवक्षेप बना है वह घुल जाए। अब थोड़ा-सा ग्लूकोज डालिए और इसे कुछ देर तक रख छोड़िए या हल्के-हल्के गरम कीजिए। आप देखेंगे कि परखनली की दीवारों पर चाँदी का दर्पण बन जाएगा। ग्लूकोज अमोनिया युक्त सिल्वर नाइट्रेट का चाँदी में अपचयन कर देता है।

6.20 माड़ी (स्टार्च)

माड़ी या मंड अनाजो की गरियों में प्रचुर

मात्रा में मिलता है। आलू और चावल में मंड बहुत होता है। आलुओ में लगभग 20 प्रतिशत और चावल मे लगभग 75 प्रतिशत स्टार्च होता है। मंड पौधो के लिए भोजन का भंडार है किन्तु इसमे से अधिकतर मनुष्य अपने इस्तेमाल के लिए ले लेता है। मंड चीनी की तरह मीठा नहीं होता। व्यापारिक परिमाण में यह अनाज से तैयार किया जाता है। यह केवल कार्बन, हाइड्रोजन और ऑक्सीजन का यौगिक है और यह एक *कार्बोहाइड्रेट* है। यह सफेद रंग का एक ठोस होता है जो सामान्यत: पानी में नहीं घुलता। जब हाइड्रोक्लोरिक एसिड या सल्फ्यूरिक एसिड की उपस्थिति मे उसे पानी के साथ गरम किया जाता है, तो स्टार्च से डैक्सट्रिन, माल्ट शर्करा और अंत में ग्लूकोज बनता है। इस प्रक्रिया को *हाइड्रोलिसिस* या *जल अपघटन* कहते है।

प्रयोग 9 *मंड का ग्लूकोज मे जल अपघटन*

छोटे-से शंकुरूप फ्लास्क मे लगभग 1 ग्राम माड़ी लीजिए। इसमें लगभग 10 घन से० पानी और 2 घन से० हाइड्रोक्लोरिक एसिड छोडिए और इस मिश्रण को गरम कीजिए। इसमें थोडा फह्लिंग (Fehting) साल्यूशन डालिए जिसमें कॉपर सल्फेट होता है और फिर गरम कीजिए। आप देखेंगे कि क्यूप्रस ऑक्साइड का लाल अवक्षेप बन जाएगा। इससे पता चलता है कि मड ग्लूकोज मे जल अपघटित (Hydrolysed) हो जाता है, जो क्षारीय कॉपर सल्फेट को अपचयित कर लाल क्यूप्रस ऑक्साइड बना देता है।

स्टार्च बहुत महत्वपूर्ण कार्बनिक पदार्थ है और भोजन तथा अन्य बहुत-से रूपो मे इसका प्रयोग होता है।

आयोडीन के घोल के साथ मंड नीला रग उत्पन्न करता है और यही आयोडीन की परीक्षा का तरीका है। गरम करने पर नीला रग उड जाता है।

प्रयोग 10. *आयोडीन से माड़ी का नीला हो जाना*

एक बीकर मे लगभग 10 घन सें० तनु पोटासियम आयोडाइड घोल लीजिए। इसमें लगभग 1 घन सें० क्लोरीन जल छोड़िए। आप देखेंगे कि घोल के रंग मे परिवर्तन होगा और यह आयोडाइड मे से आयोडीन के अलग हो जाने के कारण होता है। इसमे मंड के घोल की एक-दो बूँदे छोडिए। तत्काल गहरा नीला रग पैदा होगा। घोल को गरम कीजिए और नीला रग गायब हो जाएगा। बीकर को ठडा कीजिए और आप देखेंगे कि नीला रग फिर से प्रकट हो जाएगा।

6.21 सैलूलोज

कपास और कागज दो बहुत सामान्य पदार्थ है और दोनो में ही मुख्यत: सैलूलोज होता है। सूती धागे में 90 से 97 प्रतिशत तक सैलूलोज होता है। पौधो की कोषाओ की दीवारें मुख्यत: सैलूलोज से ही बनती हैं। लकडी में 40 से 50 प्रतिशत तक सैलूलोज होता है। सैलूलोज लकडी, घास और सन के विघटन से बनाया जाता है।

सैलूलोज भी केवल कार्बन, हाइड्रोजन और ऑक्सीजन का यौगिक है और कार्बोहाइड्रेट होता है। यह मीठा नही होता। जब सैलूलोज पानी और किसी अम्ल (हाइड्रोक्लोरिक या सल्फ्यूरिक एसिड) के साथ दबाव के अधीन गरम किया जाता है तो इससे शर्कराएँ निकलती है और अत में ग्लूकोज बनता है। यह बहुत-सी वस्तुओ के तैयार करने का स्रोत है जैसे कि गन काटन (एक विस्फोटक पदार्थ), प्लास्टिक, मीटरों के काम आने वाली लैकर, फोटो की 'सुरक्षित' फिल्में, कृत्रिम रेशम (*एसिटेट रेयन और विसकोज रेयन*), रोधी पदार्थ, सैलूलायड, सैलोफेन और सैलूलोज स्पज।

संक्षेप

कार्बनिक यौगिक वे यौगिक होते हैं जिनमें कार्बन अनिवार्य तत्व के रूप में रहती है। जलने पर इनसे कार्बन डाइऑक्साइड निकलती है।

हाइड्रोकार्बन केवल कार्बन और हाइड्रोजन का यौगिक होता है।

बैन्जीन और नैफ्थलीन हाइड्रोकार्बन हैं। पैट्रोल हाइड्रोकार्बनों का मिश्रण होता है।

एक *बहुलक हाइड्रोकार्बन* जटिल यौगिक होता है, जिसमें हाइड्रोकार्बनों की बहुत-सी यूनिटें होती हैं। रबड़ एक बहुलक हाइड्रोकार्बन है।

बहुलकीकरण वह प्रक्रिया है जिससे सरल इकाइयाँ विशाल अणु में बदल जाती हैं। ये इकाइयाँ *एकलक* कहलाती हैं और बड़े-बड़े अणु *बहुलक* कहलाते हैं।

पैट्रोल या गैसोलीन एक महत्वपूर्ण ईंधन है, जो प्राकृतिक पैट्रोलियम तेल से निकाला जाता है। यह संश्लिष्ट रूप में भी बनाया जाता है।

अल्कोहल में ऑक्सीजन और साथ-ही-साथ कार्बन व हाइड्रोजन भी होती है। यह बहुत महत्वपूर्ण घोलक है। कार्बनिक अम्लों से मिलकर इससे सुवासित पदार्थ तैयार किए जाते हैं जो ऐस्टर कहलाते हैं। बहुत-से फलों और फूलों की सुगंधियों का कारण ऐस्टर ही होते हैं।

ग्लिसरीन भी एक अल्कोहल है। यह चर्बियों और तेलों का एक अवयव है और उन्हीं से जल अपघटन द्वारा ग्लिसरीन तैयार किया जाता है।

सिरके में लगभग 4 प्रतिशत एसिड होता है और यह खाद्य पदार्थ बनाने के काम आता है। यह तनु अल्कोहल से तैयार किया जाता है।

कार्बोहाइड्रेटों में शर्कराएँ, मंड और सैलूलोज होते हैं। ग्लूकोज और चीनी शर्कराएँ हैं। माड़ी और सैलूलोज बहुलक हैं जो ग्लूकोज की इकाइयों से बनते हैं। ये बेस्वाद होते हैं।

प्लास्टिक ऐसा पदार्थ है जिसे गर्म करके मुलायम किया जा सकता है, फिर साँचे में ढाला जा सकता है। साधारण कच्चे पदार्थों के बहुलकीकरण द्वारा प्लास्टिक बनता है।

कुछ संश्लिष्ट धागे सैलूलोज से बनते हैं। कपास प्राकृतिक पदार्थ है जिसमें मुख्यतः सैलूलोज होता है। कागज लगभग सारा-का-सारा सैलूलोज है।

नील पौधों से निकाला जाने वाला नीला रंग है। संश्लेषण द्वारा भी यह तैयार किया जाता है।

दोहराने के लिए प्रश्न

1. कार्बनिक यौगिक क्या होते हैं ? उदाहरण दीजिए ।
2. कार्बनिक पदार्थ अकार्बनिक पदार्थों से किस तरह भिन्न होते हैं ?
3. भिन्न-भिन्न प्रकार के कार्बनिक यौगिकों के नाम बताइए । अपने उत्तर में कुछ सामान्य कार्बनिक पदार्थों का उल्लेख कीजिए ।
4. हाइड्रोकार्बन क्या होता है ? उदाहरण दीजिए ।
5. बहुलक हाइड्रोकार्बन किसे कहते हैं ? उदाहरण दीजिए ।
6. अल्कोहल क्या है ? यह कैसे बनता है ? इसके दो महत्वपूर्ण उपयोग बताइए ।
7. ग्लिसरीन के कुछ महत्वपूर्ण गुण और उपयोग बताइए ।
8. (क) नैफ्थलीन, (ख) नील (ग) बैन्जीन के महत्वपूर्ण गुण और उपयोग बताइए ।
9. पैट्रोलियम क्या है ? इसमें से पैट्रोल कैसे निकलता है ? पैट्रोल और गैसोलीन के कुछ उपयोग बताइए ।
10. जब जली हुई माचिस गैस जार में पैट्रोल के पास लाई जाती है तो क्या होता है ?
11. कार्बोहाइड्रेड क्या होता है ? उदाहरण दीजिए ।
12. सक्रोज और ग्लूकोज के गुण और उपयोग बताइए ।
13. क्या रबड़ बहुलक यौगिक है ? इसके महत्वपूर्ण गुण क्या हैं ?
14. वल्कनीकृत रबड़ क्या होता है ? यह कैसे बनता है ?
15. कागज और कपास की रसायनिक प्रकृति क्या होती है ?
16. कुछ ऐसे सरल प्रयोग बताइए जिससे यह प्रकट हो कि दिया हुआ पदार्थ कार्बनिक है ?
17. हमारा भोजन अधिकांश कार्बनिक होता है । उदाहरण देकर इसे समझाइए ।
18. सैलूलोज क्या है ? कुछ ऐसे पदार्थों का नाम लीजिए, जिनमे अधिकांश सैलूलोज होता है।
19. उदाहरण देकर इस कथन को स्पष्ट कीजिए कि हमारे नित्य के जीवन में अकार्बनिक यौगिको की अपेक्षा कार्बनिक यौगिकों का बहुतायत से उपयोग किया जाता है ।

20. ऐसा करने पर क्या होता है :

(क) शर्करा को हल्के-हल्के 200 डिग्री से० पर गर्म करने पर।

(ख) शर्करा के चाशनी मे सांद्रित सल्फ्यूरिक एसिड मिलाए जाने पर।

(ग) सिल्वर नाइट्रेट अमोनिया युक्त घोल में ग्लूकोज मिलाने पर।

21. उन स्त्रोतो का नाम बताइए जिनसे चीनी और ग्लूकोज प्राप्त होते है ?

22. सिरका (विनेगर) क्या होता है ? इसमें कौन-सा कार्बनिक यौगिक होता है ? इसके प्रयोग बताइए।

अध्याय 7

अणु और परमाणु : रसायनिक प्रतीक और सूत्र

7.1 अणु और परमाणु

प्राचीन काल में भी कुछ लोग सोचते थे कि द्रव्य *परमाणुओं* से मिल कर बना है। उन्होंने यह जान लिया था कि परमाणु सबसे छोटे ऐसे कण होते हैं जो और आगे विभक्त नही किए जा सकते। सन् 1808 में जान डाल्टन ने इस विचार को एक निश्चित रूप दिया और यह सिद्धात प्रतिपादित किया, जिसे *डाल्टन का परमाणु सिद्धात* कहा जाता है। अब हम परमाणुओ को द्रव्य का वह लघुतम कण मानते हैं जो रसायनिक अभिक्रिया मे भाग ले सकता है किन्तु सभी परमाणु प्रकृति मे स्वतंत्र रूप में विद्यमान नही रहते। यद्यपि वायु की अक्रिय गैसों के परमाणुओ की भाँति कुछ परमाणु स्वतंत्र रूप में रहते हैं किन्तु सामान्यत. ये दो या अधिक समूहो के रूप मे ही रहते हैं। परमाणओ के इन समूहो या पुजों को अणु (Molecules) कहते है। गैसीय मूलतत्वों जैसे हाइड्रोजन, ऑक्सीजन और नाइट्रोजन के एक-एक अणु दो-दो परमाणु होते हैं। यौगिको के अणु मे दो या अधिक भिन्न-भिन्न प्रकार के परमाणु होते है। उदाहरण के लिए, जल के एक अणु मे हाइड्रोजन के दो और ऑक्सीजन का एक परमाणु होता है और कार्बन डाइआक्साइड के एक अणु में कार्बन का एक और ऑक्सीजन के दो परमाणु रहते है।

डाल्टन ने परमाणुओं के गुणो का निम्न प्रकार से वर्णन किया है :

(i) परमाणु पदार्थ के अंतिम कण होते हैं जिनसे मूलतत्व या यौगिक बनते हैं। यह न उत्पन्न किए जा सकते और न ही नष्ट किए जा सकते है।

(ii) एक ही मूलतत्व के परमाणु, गुणो की दृष्टि से एक-से होते है और उनका द्रव्यमान भी एक होता है।

(iii) एक मूलतत्व के परमाणुओ के गुण और द्रव्यमान दूसरे मूलतत्वो के परमाणुओं के गुणों और द्रव्यमान से भिन्न होते हैं।

(iv) भिन्न-भिन्न प्रकार के परमाणु सरल समाकल अनुपातो मे संयुक्त होकर यौगिक बनाते है।

बाद की खोजो के आधार पर डाल्टन के उक्त कथनों में से कुछ को परिवर्तित किया गया, किन्तु जिन नियमों का हम यहाँ विवेचन करेंगे उनकी दृष्टि से इनका महत्व नहीं है।

डाल्टन ने इन विचारो का रसायनिक संयोजन के निम्न नियमो को समझाने के लिए उपयोग किया था।

1. *द्रव्यमान संरक्षण या द्रव्य सरक्षण का*

1. *नियम*
2. *निश्चित समानुपात का नियम।*
3 *बहुसमानुपातों का नियम*

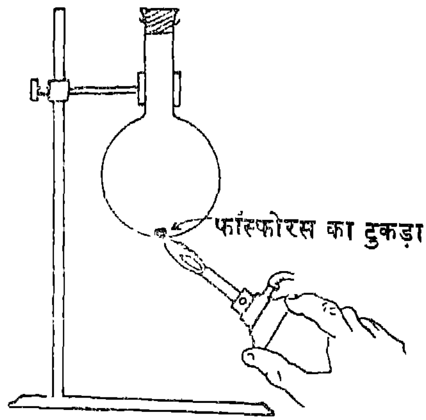
नोट- एक और नियम जिसे पारस्परिक समानुपातों का नियम कहते है की चर्चा अध्याय 11 मे की गई है।

7.2 द्रव्यमान संरक्षण या पदार्थ संरक्षण का नियम

इसे पहली बार सन् 1774 मे लाभोजियर ने मालूम किया। उसने देखा कि एक ऐसे बंद पात्र में जब टीन अर्थात् राँगे को गरम किया गया जिसमे वायु मौजूद थी तो एक नया द्रव्य बन गया और कुल द्रव्यमान मे कोई अंतर नही पड़ा। निम्नलिखित प्रयोगो द्वारा इस बात को और अच्छी तरह दिखलाया जा सकता है।

प्रयोग 1.

250 घन सें० क्षमता के एक गोल तली के मजबूत फ्लास्क को लेकर इसमें दो फिल्टर पेपर के बीच मे रखकर सुखाई हुई सफेद फॉस्फोरस लीजिए। (चित्र-52 क) । फ्लास्क को इस तरह बंद कीजिए कि हवा न जा सके अर्थात् इसे वायुरोधी बना दीजिए : इसके लिए फ्लास्क मे रबड की डाट लगानी होगी। अब एक ज्वाला से फ्लास्क की तली को गरम कीजिए जब तक कि फॉस्फोरस प्रज्वलित न हो जाए। आप देखेगे कि एक नए पदार्थ (फॉस्फोरस ऑक्साइड) का सफेद धूम निकलने लगेगा। अब एक नल के नीचे पानी छोड़ कर फ्लास्क को ठंडा कीजिए। ऐसा करने से जलती हुई फॉस्फोरस से गर्मी और दबाव बहुत अधिक बढने से रुक जाएँगे। जब फास्फोरस पूरी तरह जल जाए तो फ्लास्क को कमरे के तापमान तक ठंडा हो जाने दीजिए। फ्लास्क को सुखा कर फिर से तोलिए। आप देखेगे कि भार में कोई अतर नही पडा है।

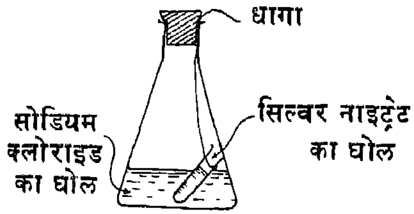


चित्र-52 (क) *द्रव्यमान संरक्षण का नियम*

प्रयोग 2.

एक शंकु आकार वाले फ्लास्क मे लगभग 5 घन सें० तनु सोडियम क्लोराइड (नमक) का घोल लीजिए और रबड़ की डाट लगाकर इसे वायुरोधी बना दीजिए। फ्लास्क में चित्र-52 (ख) की तरह धागे से बाँध कर छोटी-सी परखनली फ्लास्क मे डालिए, जिसमे लगभग 2 घन से० सिल्वर नाइट्रेट घोल हो।

परखनली को इस ढग से रखिए कि इसके भीतर का घोल फ्लास्क के घोल से तभी मिले जब आप ऐसा करना चाहेगे। फ्लास्क मे डाट लगा दीजिए और सारे को बहुत सावधानी से तोल लीजिए। अब फ्लास्क को इस तरह झुकाइए कि दोनो घोल मिल जाएँ। आप देखेगे कि फ्लास्क में एक नया पदार्थ (सिल्वर क्लोराइड) का सफेद रग का अवक्षेप दिखाई देगा। फ्लास्क को फिर से तोलिए। आप देखेंगे कि भार में कोई अतर नही पड़ा।



चित्र-52 (ख)

प्रयोग को (1) फैरस सल्फेट और अम्लीकृत पोटासियम परमैंगनेट और (2) पोटासियम आयोडाइड और मरक्यूरिक क्लोराइड के साथ फिर से दोहराइए। पहले में रंग अदृश्य हो जाएगा। फिर दूसरे में सिंदूरी अवक्षेप प्राप्त होगा।

परमाणु सिद्धात के अनुसार परमाणु अविनाशी है अर्थात् रसायनिक परिवर्तन के प्रारभ मे जो परमाणु विद्यमान है वे इसके बाद भी विद्यमान रहने चाहिए। प्रत्येक परमाणु का एक निश्चित द्रव्यमान होता है, और रसायनिक परिवर्तन मे केवल परमाणुओं का पुनर्समायोजन और पुर्नसमूहन ही होता है। क्योंकि पदार्थ का कुल द्रव्यमान विभिन्न परमाणुओ के द्रव्यमानो का योग ही होता है इसलिए रसायनिक परिवर्तन के आरभ मे और अत मे कुल द्रव्यमान एक जैसा ही रहता है।

7.3 निश्चित द्रव्यमान समानुपातों का नियम

इस नियम की पहली बार परीक्षा सन् 1799 मे जोसफ प्राउस्ट ने की थी। उन्होंने विभिन्न स्त्रोतों और विभिन्न तरीकों से प्राप्त यौगिकों का परीक्षण किया। उन्होंने यह पता लगाया कि शुद्ध रूप में एक विशेष यौगिक में वही मूलतत्व एक ही निश्चित समानुपातों में संयुक्त होकर रहते है। इस बात को प्रयोग 3 द्वारा और अच्छी तरह दिखाया जा सकता है।

प्रयोग 3.

एक तुली हुई चीनी (पोरसीलेन) की नाव मे 0·4 ग्राम शुद्ध मैग्नीशियम लीजिए। चित्र 53 की तरह इस नाव को दाह नली मे रखिए। इसे गर्म कीजिए और ऊपर से ऑक्सीजन की धारा निकालिए। मैग्नीशियम ऑक्सीजन में जलता है। जब मैग्नीशियम पूरी तरह जल जाय तो नाव में जो ऑक्साइड बना है उसके समेत नाव को तोल लीजिए। इस भार और नाव के पहले भार का जो अतर होगा वही ऑक्साइड का भार होगा। ऑक्साइड के भार और जो मैग्नीशियम जला उसके भार का अतर उस ऑक्सीजन के भार के बराबर होगा जो मैग्नीशियम से संयोजित हुई। आप देखेंगे कि मैग्नीशियम : ऑक्सीजन : 3 : 2 : (लगभग)।

उदाहरण 1

नाव का भार =5·00 ग्राम

नाव का भार+शुद्ध मैग्नीशियम =5·40 ग्राम

लिए गए मैग्नीशियम का भार=5·40 ग्राम—5·00 ग्राम
=0·40 ग्राम

नाव का भार+बना हुआ ऑक्साइड=5·66 ग्राम

सयुक्त ऑक्सीजन का भार=5·66 ग्राम—5·40 ग्राम
=0·26 ग्राम

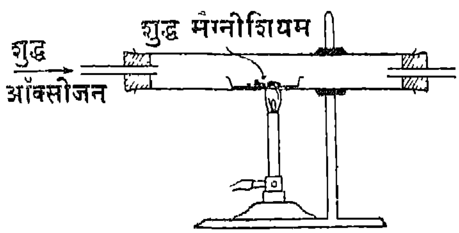
मैग्नीशियम और ऑक्सीजन का अनुपात होता है: 0·40 . 0·26 या 3 : 2 (लगभग)।

इस प्रयोग को करीब 0·40 ग्राम (सही भार) शुद्ध मैग्नीशियम को सूखे और तुले हुए क्रूसिबल मे ले कर उसमें 5 घन से० सांद्रित नाइट्रिक एसिड मिलाइए जिससे मैग्नीशियम नाइट्रेट बनेगा। सारे नाइट्रेट को ऑक्साइड मे बदलने के लिए इसे वाष्पित कीजिए और खूब गरम कीजिए। अब क्रूसिबल के ऑक्साइड को तोलिए। जो ऑक्साइड बना और जो मैग्नीशियम काम आया उन दोनों के भार का अतर उस ऑक्सीजन के भार के बराबर है जो मैग्नीशियम से सयुक्त हुई। आप फिर देखेंगे कि मैग्नीशियम : ऑक्सीजन : : 3 . 2 (लगभग)।

उदाहरण 2.

सूखे क्रूसिबल का भार =20 00 ग्राम
क्रूसिबल का भार+शुद्ध मैग्नीशियम=20·40 ग्राम
काम आए मैग्नीशियम का भार=20·40—20 00
=0·40 ग्राम
क्रूसिबल का भार+बना हुआ ऑक्साइड=20·66 ग्राम
सयुक्त ऑक्सीजन का भार=20·66—20·40 ग्राम
=0 26 ग्राम

मैग्नीशियम और ऑक्सीजन का अनुपात है: 0·40 : 0·26 या 3 . 2 (लगभग)।



चित्र-53 *निश्चित समानुपातों का नियम*

इस प्रकार दो भिन्न तरीकों से जो मैग्नीशियम ऑक्साइड बना उसकी एक निश्चित रचना है और जो तैयार करने की विधि से बिल्कुल स्वतंत्र है।

डाल्टन के अनुसार एक यौगिक विभिन्न परमाणुओ के संयोजन से बनता है और इसके गुण इस बात पर निर्भर करते हैं कि परमाणु किस प्रकार के है और उनके कितने परमाणु मौजूद हैं। इस प्रकार विशेष गुणों वाला एक विशेष पदार्थ एक ही प्रकार के परमाणुओं के एक ही अनुपात में आपस मे मिलने से बनता है। क्योकि एक विशेष मूलतत्व के सभी परमाणुओ का एक ही द्रव्यमान होता है इसलिए इस द्रव्य की भार के अनुसार भी एक ही रचना होती है।

7.4 बहुसमानुपातों का नियम

इस नियम का ज्ञान डाल्टन, जेकब बरजेलियस और अन्य वैज्ञानिको ने प्रयोगों द्वारा पता लगाया। उन्होन देखा जबकि दो मूलतत्वों के मिलने से दो या अधिक यौगिक बनते है तो दोनो मे से एक मूलतत्व का भार दूसरे मूलतत्व के निश्चित भार के साथ मिलता है और यह एक सरल समाकल अनुपात मे होते हैं। निम्नलिखित सरल उदाहरणो से इस बात को समझाया जा सकता है :

(i) ताँबे के दो ऑक्साइड बनते हैं। एक ऑक्साइड के एक अणु मे ताँबे और ऑक्सीजन का एक-एक परमाणु होता है। दूसरे ऑक्साइड के एक अणु मे ताँबे के दो परमाणु और ऑक्सीजन का एक परमाणु होता है। इस प्रकार ताँबे का क्रमशः एक और दो परमाणु ऑक्सीजन के परमाणु से मिलते हैं। अब आप जानते हैं कि एक ही मूलतत्व के परमाणुओ का भार एक ही होता है। इस प्रकार दो यौगिको में ऑक्सीजन के एक ही भार से मिलने वाले ताँबे का अनुपात 1 : 2 होता है जो सरल समाकल अनुपात है।

(ii) कार्बन से दो ऑक्साइड बनते है। एक ऑक्साइड के एक अणु मे कार्बन का एक परमाणु और ऑक्सीजन का एक परमाणु होता है। दूसरे ऑक्साइड के एक अणु में कार्बन का एक परमाणु और ऑक्सीजन के दो परमाणु होते हैं। इस प्रकार दो ऑक्साइडों में कार्बन का एक परमाणु ऑक्सीजन के क्रमशः एक और दो परमाणुओ से सयुक्त होता है। क्योंकि एक ही मूलतत्व के परमाणुओं

का भार भी एक ही होता है, इसलिए जो ऑक्सीजन कार्बन के एक परमाणु-भार से मिलती है तो उसका अनुपात 1 : 2 होता है, जो कि एक सरल समाकल अनुपात है ।

(iii) फॉस्फोरस से दो क्लोराइड बनते हैं । एक क्लोराइड मे फॉस्फोरस का एक परमाणु क्लोरीन के तीन परमाणुओ से मिलता है । दूसरे क्लोराइड में फॉस्फोरस का एक परमाणु क्लोरीन के 5 परमाणुओ से मिलता है । इस प्रकार क्लोरीन के क्रमश: तीन परमाणु-भार और पाँच परमाणु-भार फॉस्फोरस के एक परमाणु भार से मिलते है और इनका अनुपात 3 : 5 होता है जो कि एक सरल समाकल अनुपात है ।

यह नियम परमाणु सिद्धांत से निकला है, जिसमें कहा गया है कि यदि दो मूलत्व एक से अधिक अनुपात मे मिलकर भिन्न-भिन्न यौगिक बनाते है तो एक तत्व के उन परमाणुओं की संख्या मे सरल संबध रहता है जो दूसरे मूलतत्व के एक या अधिक परमाणुओं से मिलते है ।

7.5 रसायनिक प्रतीक और सूत्र

हर विज्ञान की अपनी अकन पद्धति होती है । रसायन-शास्त्र में प्रतीकों और सूत्रों की आवश्यकता होती है और इसके लिए भी एक उपयुक्त अंकन पद्धति निकाली गई है । मूलतत्वो को सामान्यत: उनके नामो के पहले अक्षर से और कुछ तत्वों को अधिक स्पष्टता के लिए दो अक्षरो से प्रकट किया जाता है, जिनमे से एक नाम का पहला अक्षर होता है । नाम मुख्यत: लैटिन के रहते है । इनमे से कुछ अंग्रेजी में भी सामान्यत: प्रयुक्त होते है । इन अकनो को प्रतीक (Symbol) कहते हैं । मूलतत्व के प्रतीक से उनके परमाणु और द्रव्यमान का बोध होता है । आगे कुछ सरल उदाहरण दिए जा रहे हैं :

मूलतत्व का नाम	प्रतीक
ऑक्सीजन	O
नाइट्रोजन	N
हाइड्रोजन	H
कार्बन	C
सल्फर	S
फॉस्फोरस	P
क्लोरीन	Cl
सोडियम (नेट्रियम)	Na
सोना (आरम)	Au
चाँदी (अर्जेन्टम)	Ag
ताँबा (क्यूपरम)	Cu
लोहा (फैरम)	Fe
पारा (हाइड्रैगिरम)	Hg
सीसा (प्लम्बम)	Pb
ऐल्युमिनियम	Al
जस्त (जिंक)	Zn
टिन या राँगा (स्नैनम)	Sn
कैल्सियम	Ca
मैग्नीशियम	Mg
पोटासियम (कैलियम)	K

मूलतत्व और यौगिक अणुओ के रूप मे ही अपना स्वतन्त्र अस्तित्व रख सकते है । अणु को सूत्र द्वारा प्रकट किया जाता है जिससे यह पता चलता है कि इनमें एक या अधिक मूलतत्वों के कितने परमाणु हैं ।

मूलतत्व के एक अणु में उसी तत्व के एक या अधिक परमाणु होते हैं और यौगिक के अणु मे एक विशेष अनुपात में दो या अधिक मूलतत्वो के परमाणु होते है । यौगिको के सूत्र लिखने मे सभी मूलतत्वो के परमाणुओं की संख्या भी लिखी जाती है । इसके कुछ आम उदाहरण नीचे दिये जा रहे हैं ।

पदार्थ का नाम	*आणविक सूत्र*
हाइड्रोजन	H_2
नाइट्रोजन	N_2

ऑक्सीजन	O_2	चूने का पत्थर	$CaCO_3$
जल	H_2O	अमोनियम क्लोराइड	NH_4Cl
कार्बन डाइआक्साइड	CO_2	सिल्वर ऑक्साइड	Ag_2O
सल्फर डाइआक्साइड	SO_2		
फॉस्फोरस पैन्टाआक्साइड	P_2O_5		

रसायनिक सूत्र किस तरह बनाए जाते हैं, इस का विवरण ग्यारहवें अध्याय में दिया गया है।

संक्षेप

यदि किसी मूलतत्व को बराबर बाटते जाएँ तो इसका सबसे छोटा जो कण होगा वह *परमाणु* है। पदार्थ का वह कण *अणु* कहलाता है जो स्वतंत्र अस्तित्व रख सकता है।

किसी मूलतत्व का अणु उसके परमाणुओ का वह समूह है जिसमे एक ही प्रकार के दो या अधिक परमाणु होते है।

यौगिक का अणु वह समूह है, जिसमें भिन्न-भिन्न प्रकार के दो या अधिक परमाणु होते हैं। डाल्टन का परमाणु सिद्धात बताता है .

1 परमाणु पदार्थ के वे अतिम कण होते हैं जिनसे मिलकर मूलतत्व या यौगिक बनते हैं। इन्हे न तो उत्पन्न किया जा सकता है और न नष्ट ही किया जा सकता है। साथ ही इन्हे और विभक्त भी नही किया जा सकता है।

2. एक ही मूलतत्व के सभी परमाणु गुणो मे एक जैसे होते है और उनका द्रव्यमान या भार भी एक ही होता है।

3. भिन्न-भिन्न मूलतत्वो के परमाणु गुणो और भार से भिन्न होते हैं।

4. विभिन्न परमाणुओं के सरल समाकल अनुपात मे सयुक्त होने से यौगिक बनते है।

परमाणुओं का रसायनिक संयोजन तीन महत्वपूर्ण नियमो के अनुसार होता है।

द्रव्यमान संरक्षण नियम है : किसी भी रसायनिक अभिक्रिया में भार मे कोई परिवर्तन नही होता।

स्थिर समानुपात नियम है : किसी एक यौगिक में सदा वही मूलतत्व होते हैं और वे एक ही निश्चित समानुपात में (भार के अनुसार) संयुक्त रहते है।

बहु समानुपात नियम है : जब दो मूलतत्व मिलकर एक से अधिक यौगिक बनाते हैं, तो एक मूलतत्व के जो भिन्न-भिन्न भार दूसरे मूलतत्व के एक ही भार से संयुक्त होते हैं, उनमे एक सरल समाकल अनुपात रहता है।

किसी मूलतत्व के लैटिन नाम का पहला अक्षर या दो अक्षरो (एक पहला और एक अन्य) के समूह को *रसायनिक प्रतीक* कहते है। इससे मूलतत्व के एक परमाणु और साथ ही उसके

भार को अभिव्यक्त किया जाता है।

रसायनिक सूत्र एक अणु को बनाने वाले सभी मूलतत्वो के प्रतीको का समूह होता है। यह किसी मूलतत्व या यौगिक के एक अणु मे उपस्थित परमाणुओ की सख्या और प्रकार को प्रकट करता है। यह एक अणु और उसके भार को व्यक्त करता है।

दोहराने के लिए प्रश्न

1. परमाणु क्या होते हैं? उनके गुण बताइए।
2. अणु क्या होते है? यह परमाणु से किस प्रकार भिन्न होते हैं?
3. द्रव्यमान संरक्षण नियम को स्पष्ट कीजिए। इसको समझाने के लिए कोई प्रयोग बताइए।
4. 4·8 ग्राम मैग्नीशियम को 3·2 ग्राम ऑक्सीजन का प्रयोग करके पूरी तरह जला दिया जाता है। बताइए कि इससे बने हुए उत्पाद का भार कितना होगा?
5. निश्चित समानुपात नियम का वर्णन कीजिए और इसके दो उदाहरण दीजिए।
6. हाइड्रोजन और ऑक्सीजन के विस्फोट से जो जल उत्पन्न होता है उसमें दोनो तत्व भार के अनुसार 1:8 के अनुपात मे होते हैं। यह बताइए कि शुद्ध जल के किसी भी नमूने की रचना क्या होगी?
7. बहु समानुपात नियम का वर्णन कीजिए और उसके दो उदाहरण दीजिए।
8. नाइट्रोजन के तीन ऑक्साइडों में नाइट्रोजन और ऑक्सीजन 2 परमाणु : 1 परमाणु; 2 परमाणु : 3 परमाणु और 2 परमाणु : 5 परमाणु के क्रमिक अनुपात में होते है। इससे बहु समानुपात नियम का कैसे समर्थन होता है?
9. रसायनिक प्रतीक को स्पष्ट कीजिए और इसका अर्थ समझाइए। इसके पाँच उदाहरण दीजिए।
10. रसायनिक सूत्र को स्पष्ट कीजिए और इसका अर्थ समझाइए।
11. यह लिखिए :

    (क) (i) सोडियम, (ii) सिल्वर, (iii) ऑक्सीजन, (iv) क्लोरीन, और (v) फॉस्फोरस के रसायनिक प्रतीक।

    (ख) (i) सोडियम क्लोराइड, (ii) सोडियम सल्फेट, (iii) पोटासियमनाइट्रेट, (iv) कैल्सियम सल्फेट, (v) कैल्सियम कार्बोनेट के रसायनिक सूत्र।

अध्याय 8

द्रव्य की अवस्थाएँ और उनके अभिलक्षण

8.1 द्रव्य की अवस्थाएँ

हमने पहले अध्यायों में पढ़ा है कि सामान्य तापमान पर वायु ऑक्सीजन, नाइट्रोजन और हाइड्रोजन गैसें होती हैं। जल एक द्रव होता है, और कार्बन, सल्फर, फॉस्फोरस तथा बहुत-सी धातुएँ और उनके लवण ठोस होते हैं। इस प्रकार द्रव्य तीन अवस्थाओं में रहता है : (1) *गैस*, (2) *द्रव* और (3) *ठोस* ।

उपर्युक्त परिस्थितियों में ये तीनों अवस्थाएँ परस्पर परिवर्तनशील हैं। उदाहरण के लिए जल सामान्य तापमान पर द्रव रहता है किन्तु 100 डिग्री सें० या इससे ऊपर के तापमान पर गर्म करने से यह भाप (गैसीय अवस्था) में बदल जाता है और जब इसे 0 डिग्री सें० पर ठंडा किया जाता है तो यह ठोस बर्फ बन जाता है। इसके विपरीत जब बर्फ को गर्म किया जाता है तो यह पानी बन जाती है और जब पानी को खौलाया जाता है तो इसकी भाप बन जाती है और ठंडा होने पर फिर से यह द्रव जल के रूप में संघनित हो जाता है।

अब हम तीनों अवस्थाओं के अभिलक्षणों का अध्ययन करेंगे।

8.2 गैसों के अभिलक्षण

संपीड्यता गैसों का एक अभिलक्षणिक गुण है। गर्म होने पर ये फैलती हैं और दबाव पड़ने पर इनका आयतन घट जाता है।

गैसों को बड़ी आसानी से आयतनों में मापा जा सकता है। किसी भी पदार्थ का आयतन वह स्थान है जो पदार्थ ने घेर रखा होता है। गैस के किसी नमूने का आयतन वही होता है जो उस पात्र का आयतन होता है जिसमें गैस रखी हो।

आयतन सामान्यतः घन सें० मीटरों या लिटरों में लिखा जाता है।

1 लिटर=1000 मि० लिटर या लगभग 1000 घन सें० (CC)

1 घन सें० (CC)=4 डिग्री से० पर एक ग्राम पानी का आयतन।

किसी भी गैस का आयतन तापमान पर निर्भर होता है और दबाव पर भी।

तापमान की परिभाषा इस प्रकार की गई है कि यह किसी पदार्थ की डिग्रियों में प्रकट की गई गर्मी का माप है। तापमान मापने के भिन्न-भिन्न पैमाने है। इनमें से ये पैमाने महत्वपूर्ण हैं: (i) सेंटिग्रेड पैमाना जो विज्ञान में सामान्यतः प्रयोग में लाया जाता है, (ii) फायरनहाइट पैमाना, (iii) स्थिर या कैलविन पैमाना। रसायन में आमतौर से सेंटिग्रेड और कैलविन पैमानों का प्रायः प्रयोग किया जाता है।

प्रयोगों द्वारा हमें गैसों के व्यवहार का जो ज्ञान मिलता है, उससे ऐसा लगता है कि –273 डिग्री सें० से और नीचे तापमान प्राप्त नहीं हो सकते। इससे हमे ताप का परम मापक्रम प्राप्त हो जाता है। पहली बार सन् 1848 में लार्ड कैलविन ने इस ताप मापक्रम का प्रस्ताव किया था। इस पैमाने में तापमान 'T' के प्रतीक से व्यक्त किया जा सकता है।

सेंटिग्रेड पैमाने के अनुसार 0 डिग्री सें० इसका शून्य होता है। जो पानी के जमने के बिन्दु के बराबर है। 100 डिग्री सें० पानी के खोलने के बिन्दु के तदनुरूप है। 0 डिग्री सें०जो 32 डिग्री फारेनहाइट (फारेन-हाइट स्केल) के बराबर होता है और 100 डिग्री सें० जैसे कि चित्र-54 में दिखाया गया है 212 डिग्री फा० के तदनुरूप है।

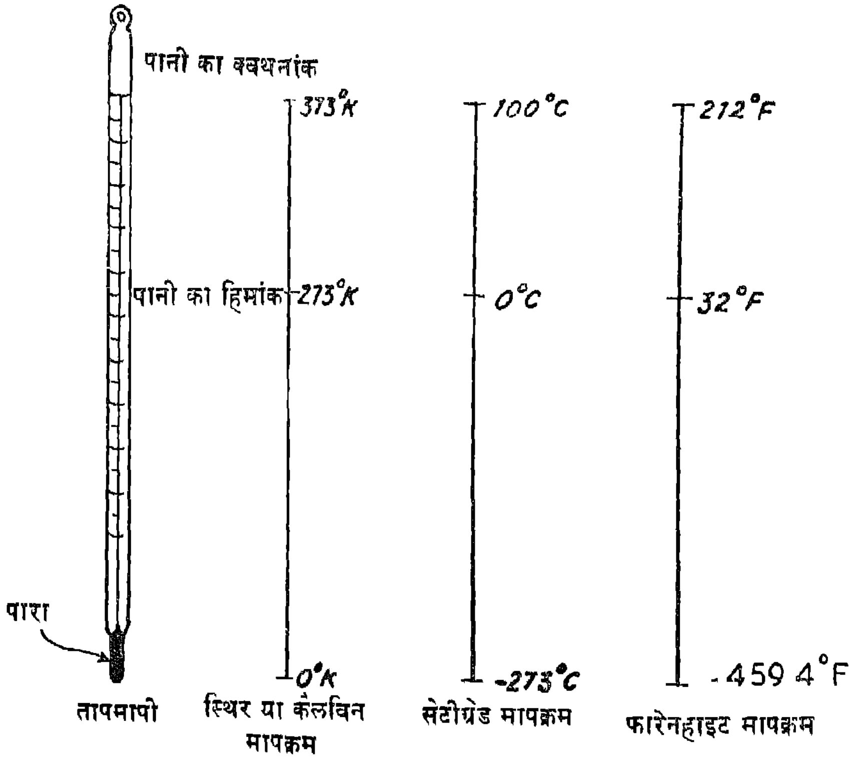
से० तापमान ($t^{\circ}c$) अन्य पैमानो के तापमान में इस प्रकार बदला जा सकता है :

$$t^{\circ}C=(t+273)^{\circ}K=T^{\circ}$$

$$t^{\circ}C=(\frac{212-32}{100}\times)t+32=t_1{}^{\circ}F$$

$$t^{\circ}F=(t-32)\times\frac{100}{212-32}=t_2{}^{\circ}C$$

गैस के नमूने का आयतन दबाव पर भी निर्भर करता है। जिससे संघति प्रवाह की दिशा का पता



चित्र–54. तापमान के पैमाने

चलता है जिस प्रकार कि तापमान से ऊष्मा के प्रवाह की दिशा जानी जाती है। ऊष्मा गर्म वस्तु से ठंडी वस्तु की ओर प्रवाहित होती है और यदि रोका या बाँधा न जाए तो द्रव्य अधिक दबाव वाले स्थान से कम दबाव वाले स्थान की ओर हरकत करता है। उदाहरण के लिए मोटर टायर में दबा कर भरी हुई हवा अर्थात् ऊँचे दबाव वाली हवा बाहर से कम दबाव वाले क्षेत्र की ओर निकलती है। रबड के एक ब्लेडर मे दबा कर भरी हुई हवा यदि ब्लेडर में छेद होता है तो इसके जरिए बाहर निकल जाती है।

हम पृथ्वी पर उस तरल की तली में रहते हैं जिसे वायुमडल कहा जाता है और जो दबाव डालता है। निम्नलिखित प्रयोग द्वारा इस बात को प्रदर्शित किया जा सकता है।

प्रयोग 1.

एक ऐसी बोतल लीजिए जो डिब्बे की पतली टीन की बनी हो। एक चूषण पंप द्वारा इसकी हवा निकाल दीजिए। आप देखेंगे कि जैसे-जैसे वायु बाहर निकलती है वायुमंडल का दबाव बोतल को पिचकाता जाता है। यदि चूषण पंप न मिले तो इस प्रयोग को नीचे लिखे ढग से बदला जा सकता है :

एक पतले से टीन के डिब्बे में थोड़ा-सा पानी लीजिए। पानी को गर्म कीजिए और कुछ देर तक इसे खौलाते रहिए ताकि सारी वायु का स्थान भाप ले ले। अब डिब्बे में कस कर डाट लगा दीजिए और इसे ठडा होने दीजिए। इस पर ठडा पानी छिड़किए। आप देखेंगे कि डिब्बा पिचक जाएगा। डिब्बे के भीतर की भाप के संघनित होने से भीतर का दबाव कम हो जाता है और बाहर से वायु-मंडल का ऊँचा दबाव या दाब इसे पिचका देती है।

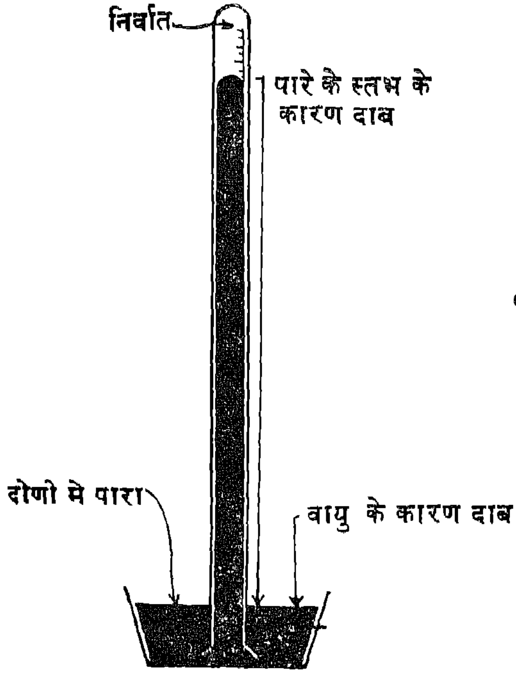
प्रयोग 2.

मजबूत कॉच की एक ऐसी नलकी को लेकर पारे से भरिए जो लबी या अंशांकित हो और एक ओर से बद हो। चित्र-55 की तरह इसे एक ट्रफ में उलट दीजिए, जिसमें पारा भरा हो। आप देखेंगे कि नलकी में काफी ऊँचाई तक पारा भरा रहेगा और पारे के ऊपर नलकी मे कुछ हिस्से में निर्वात बन जाएगा। क्योंकि कमरे के तापमान पर पारे का अधिक वाष्पन नही होता इस कारण रिक्त स्थान निर्वात ही होगा। इससे यह प्रगट होता है कि वायु पारे पर दबाव डालती है और यह दबाव पारे के कालम के भार के बराबर है। द्रवो का यह सामान्य गुण है कि द्रव के एक ही स्तर पर किसी भी बिन्दु पर दाब समान रहता है। इस प्रकार ट्रफ मे पारे की सतह के स्तर पर

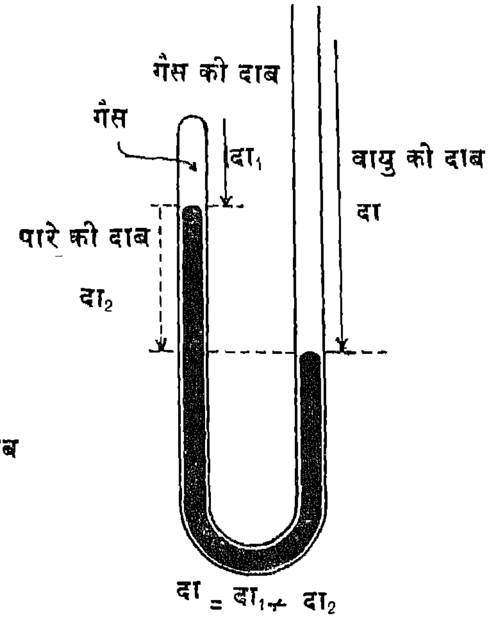
$$P_{atm} = P_{Hg}$$

इस प्रकार पारे के कालम द्वारा वायुमंडल के दबाव को मापना संभव है।

एक मानक वायुमडलीय, 760 मिलिमीटर या 76 सेंटिमीटर लंबे पारे के कालम को, समुद्र तल पर 0 डिग्री सें० पर आधार देता है। इसे 1 वायुमंडलीय दबाव कहा जाता है। वायुमडलीय दबाव 76 सेंटिमीटर ऊँचे और 1 वर्ग सेंटिमीटर के अनुप्रस्थ काटवाले पारे के कालम को अर्थात् 76 घन सेंटिमीटर पारे को संतुलित कर सकता है। इतने पारे का भार 76×13.6



चित्र–55. बैरोमीटर नली



चित्र–56. मैनोमीटर

ग्राम होगा क्योंकि 13·6 पारे का आपेक्षित घनत्व है।

जैसा कि चित्र-56 में दिखाया गया है गैस के एक नमूने के दबाव को दाबांतरमापी (मैनोमीटर) में मापा जा सकता है।

$P = 1 \text{ atm}. P_2 = a$ mm of Hg

$P = P_1 + P_2$

$P_1 = P - P_2 = 760 - a$ mm of Hg

(P बैरोमीटर से ज्ञात हो सकता है)

जब $P_2 = O$, $P_1 = P$.

8.3 द्रवों के अभिलक्षण

1. गैसों से भिन्न द्रव बहुत ही कम सपीड्य होते हैं। इनका आयतन दाब के साथ बदलता नहीं। हाँ, यह तापमान के साथ अवश्य बदलता है। दो या अधिक द्रवों को शुद्ध आयतन मोटे तोर पर मूल आयतनों के योग के बराबर होता है। सब गैसे किसी भी समानुपात में मिल सकती हैं और उन्हे *मिश्रणीय* कहा जाता है। किन्तु द्रव मिश्रणीय या आंशिक मिश्रणीय अथवा अमिश्रणीय हो सकते हैं, जिनकी अलग-अलग परतें बन जाती है। *द्रव अपने आयतन को बनाए रखते हैं, भले ही उनका पात्र चाहे जैसा हो।*

2. द्रवों की कोई अभिलक्षणिक शक्ल नहीं होती। जिस पात्र में द्रव भरे जाएं, वे उसी की शक्ल ले लेते है।

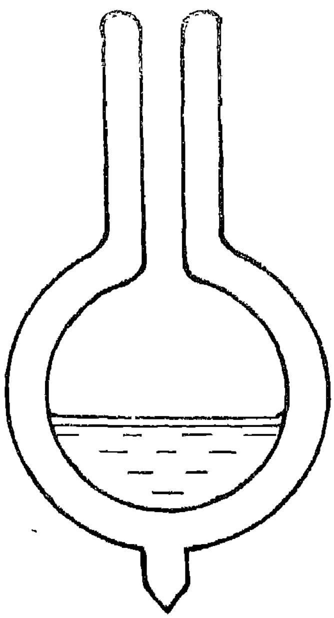
3. *गैसें विसरित हो जाती है और द्रव भी। किन्तु* द्रव धीरे-धीरे विसरित होते है और गैसें बहुत

तेजी से *विसरीत* होती हैं। जब पानी में स्याही की एक बूँद गिर जाती है तो यह सारे पानी में विसरित हो जाती है। द्रव का एक-एक अणु पात्र के एक कोने से दूसरे कोने तक जा पहुँचता है, किन्तु ऐसा करने में हर अणु को अरबों टकराव सहने पड़ते हैं। गैसो मे अणुओं को इस तरह एक से दूसरी ओर जाने में इतनी अधिक टक्करें नही सहनी पड़ती। इस प्रकार गैस का अणु हरकत करने में और दूसरी गैसो से मिलने मे अधिक स्वतंत्र होता है।

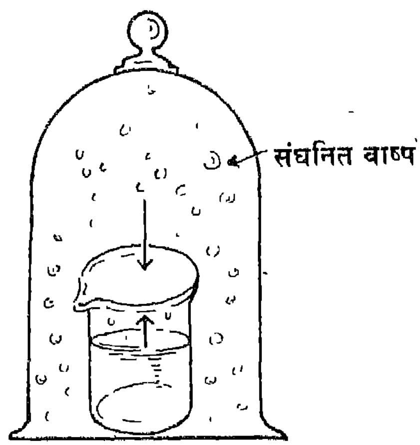
4. *प्रभाव्य होने पर द्रव वाष्पित होते हैं।* जब किसी द्रव को प्रभाव्य किया जाता है तो इसकी सतह पर से अणु उड जाते है।

जब कोई द्रव अरोधी पात्र से वाष्पित होता है तो इसका तापमान अधिक नहीं गिरता। किन्तु जब वाष्पन किसी *रोधी* पात्र (अर्थात् जिस पात्र पर रूई, ऊन या रबड जैसा अचालक पदार्थ लिपटा हो) से होता हो तो चारों ओर से ऊष्मा का प्रवाह मंद रहता है और द्रव का तापमान काफी गिर जाता है। इससे वाष्पित होने की गति घट जाती है। डेवर फ्लास्क या थर्मस फ्लास्क (देखिए चित्र-57) में ठीक ऐसा ही होता है। द्रव वायु (अत्यधिक वाष्पशील द्रव) इस प्रकार के पात्रो में घटों तक सुरक्षित रखी जाती है।

5. *वाष्प दाब* : जब कोई द्रव बद स्थान में वाष्पित होता है तो उसका स्तर थोड़ी देर के लिए गिरता है किन्तु कुछ देर बाद स्थिर हो जाता है। इसका मतलब यह हुआ कि द्रव के अणु तरल मे से निकल कर बाहर के सीमित स्थान मे चले जाते हैं और फिर लौट आते हैं। इससे पात्र में द्रव की मात्रा स्थिर रहती है और द्रव के ऊपर वाष्प में अणुओं का स्थानांतरण स्थिर हो जाता है। इसका कारण द्रव और ऊपर की वाष्प में गतिक साम्य का होना है। वाष्प में जो अणु होते है, वे दाब डालते हैं, जो द्रवों की विशेषता है। इसे द्रव का *संतृप्त वाष्पदाब* कहते हैं। वाष्पदाब इन बातो पर निर्भर करती है : (i) द्रव की प्रकृति, (ii) तापमान।



चित्र–57. *डेवर का फ्लास्क*



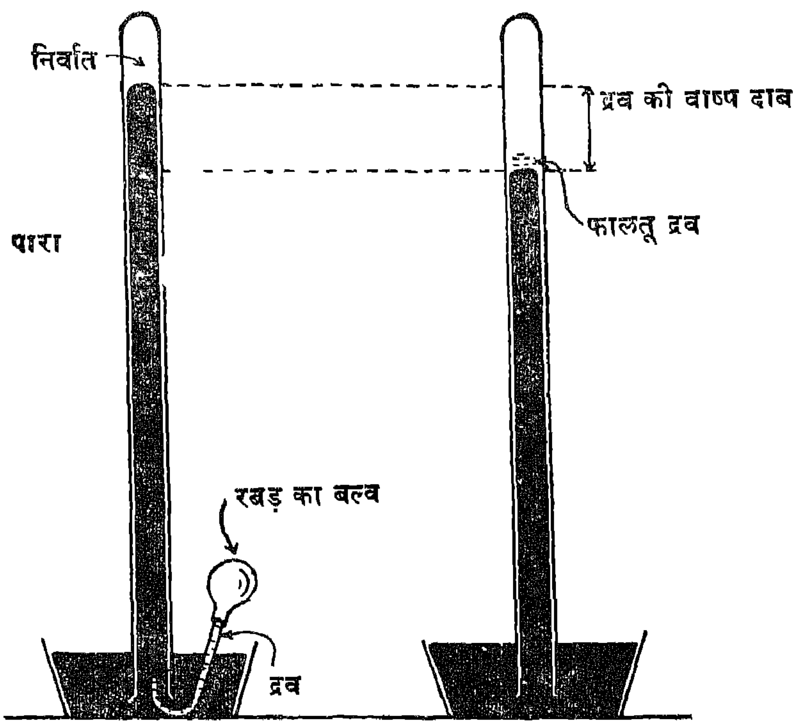
चित्र–58. *सीमित स्थान में वाष्पीकरण*

किसी निश्चित तापमान पर भिन्न-भिन्न द्रवों की भिन्न वाष्पदाब होती है। तापमान के बढ़ने से सभी द्रवों की वाष्पदाब भी बढती जाती है। किसी निश्चित तापमान पर किसी द्रव की वाष्पदाब नीचे लिखे प्रयोग की भाँति मापी जा सकती है।

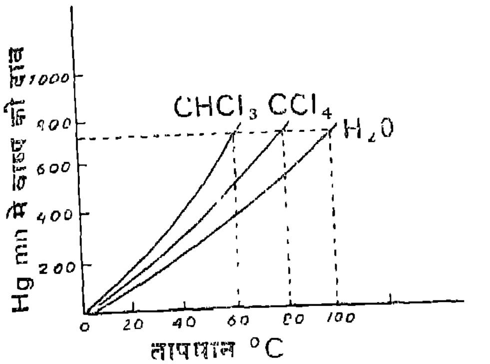
प्रयोग 3.

एक बैरोमीटर नली को पारा भर कर खडी कीजिए, जैसा कि चित्र 59 मे दिखाया गया है। एक बिंदुपाती (ड्रापर) द्वारा बैरोमीटर नली मे 2 घन सें० द्रव पहुँचा दीजिए। आप देखेंगे कि द्रव ऊपर चढ़ेगा और निर्वात में जाकर वाष्पित हो जाएगा। साथ ही पारे के स्तर में जो गिरावट आएगी उसकी ओर ध्यान दीजिए। इससे यह पता चलता है कि वाष्प दाब डालती है और वह दाब कमरे के नोट किए हुए तापमान पर पारे के पहले और बाद के स्तरों के अंतर के बराबर है।

विभिन्न तापमानों पर यही प्रयोग कीजिए। आप देखेंगे कि जैसा चित्र-60 में रेखाओं द्वारा दिखाया गया है, वायुदाब बढती जाएगी। इस प्रकार वायुदाब तापमान का कार्य है।



चित्र–59. वायुदाब का मापन



चित्र-60. *तापमान बदलने के साथ वायुदाब का बदलना ।*

6. *क्वथनांक या खौलने का बिंदु* · जब किसी द्रव को खुले पात्र में गर्म किया जाता है तो यह बुल-बुले बन-बन-कर वाष्प की अवस्था मे बदल जाता है। इस प्रक्रिया को द्रव का क्वथन या खौलना कहते है। एक निश्चित दाब पर प्रत्येक शुद्ध द्रव एक नियत तापमान पर खौलने लगता है (मान लीजिए 1 वायुमडल)। इस तापमान को द्रव का *क्वथनांक या खौलने का बिंदु* (इस प्रकार b.p=t°C लिखा जाता है) कहते है। *द्रव का क्वथनांक वह तापमान है, जिस पर द्रव की वाष्पदाब बाहर की वायुदाब के बराबर हो जाती है।*

द्रव का क्वथनांक दाब पर निर्भर करता है। यह दाब के साथ-साथ बदलता है अर्थात् जब दाब बढती है तो क्वथनांक (b.p.) बढ़ जाता है। मानक या सामान्य क्वथनाक (b.p.) एक मानक वायुदाब अर्थात् 760 मिलिमीटर या हेक्टोमीटर के तदनुरूप होता है। प्रयोग द्वारा इसका मान निर्धारित किया जा सकता है।

7. द्रव का *हिमांक* : जब किसी द्रव को ठडा किया जाता है तो यह जमकर ठोस हो जाती है। द्रव का जमना एक निश्चित दाब पर और एक निश्चित तापमान पर होता है। दाब के कम हो जाने से द्रव का हिमाक भी नीचा हो जाता है। किसी द्रव का मानक या सामान्य हिमांक (f. p.) मानक वायुदाब के तदनुरूप होता है। यह वह तापमान है जिस पर एक मानक वायुदाब पर या पारे के 760 मिलिमीटर पर द्रव जम जाता है।

8.4 ठोसों के अभिलक्षण

ठोसो के कुछ महत्वपूर्ण लक्षण इस प्रकार है .

i द्रवो की तरह ठोसो का *संपीडिन करना भी बहुत कठिन होता है*। वास्तव में वे प्राय: *असंपीड्य* ही होते है क्योंकि उनके अणु बहुत ही *निकट संपर्क* में होते है।

ii *ठोस अपना आयतन बनाए रखते है* जो कि पात्र के आकार या प्रकार से स्वतन्त्र रहता है।

iii ठोस दृढ होते है और सामान्य परिस्थितियों में वे बहते नहीं। गैसों और द्रवों से भिन्न जो कि तरल होते हैं, *ठोसों का आकार निश्चित रहता है*। उनके अणुओं की अवस्थितियाँ स्थिर रहती है, जिससे उनकी निश्चित बनावट का पता चलता है।

iv *ठोस गैसों और द्रवों से इस बात मे भिन्न होते है कि वे विसरित नहीं होते।* यह इस बात से भी स्पष्ट होता है कि करोड़ो वर्ष तक शैलों की परते अपने ही स्थान पर अविचल पड़ी रहती है और अपनी निश्चित परिसीमाओ को बनाए रखती है।

v *ठोस आमतौर से क्रिस्टल बनाते है* जो निश्चित ज्यामिती शक्ल के कण होते है। हर पदार्थ के क्रिस्टल या रवे अपनी-अपनी विशेषता रखते है। इनके चारो तरफ समतल पृष्ठ बने होते हैं, जिन्हे

फलक या फेस कहते हैं। ये फलक एक-दूसरे को किसी-न-किसी कोण पर प्रतिच्छेद करते हैं। हर पदार्थ का यह कोण उसका अभिलक्षण होता है। उदाहरण के लिए सोडियम क्लोराइड (नमक) घनीय क्रिस्टल बनाता है और गंधक (सल्फर) विषमलंबाक्ष या एकनताक्ष क्रिस्टल बनाता है। किन्तु यह भी देखा गया है कि एक रसायन पदार्थ भिन्न-भिन्न परिस्थितियों मे भिन्न-भिन्न क्रिस्टल बना सकता है। इस गुण को *बहुरूपता* कहते हैं। इस प्रकार अणु अथवा परमाणु क्रमिक आकृतियों में रहते हैं जो किसी पदार्थ के अभिलक्षणिक होते हैं। अणुओं और परमाणुओं की यह व्यवस्था हर पदार्थ के लिए अलग-अलग होती है और इसे एक्स-रे-फोटोग्राफी या *एक्स-रे विवर्तन* द्वारा देखा *जा सकता है।*

संक्षेप

द्रव्य तीन भौतिक अवस्थाओं में रहता है : (1) *ठोस*, (2) *द्रव*, (3) *गैस*। उपयुक्त परिस्थितियों में ये अवस्थाएँ परस्पर परिवर्तनशील हैं। गैसें अत्यधिक संपीड्य होती हैं। द्रव और ठोस गैसें नहीं होते। गैस का आयतन तापमान और दाब पर भी निर्भर करता है। इसे सामान्यतः घन सें०, मिलिलिटरों या लिटरों में प्रकट किया जाता है।

गैस के किसी नमूने का *आयतन* वही ठोस होता है जो उसके पात्र का। द्रव किसी भी पात्र में अपने आयतन को बनाए रखते हैं।

तापमान किसी पदार्थ की *उष्मा की कोटि के माप* को कहते हैं। यह भिन्न-भिन्न पैमानों प्रायः सेंटिग्रेड और कैलविन की डिग्रियों में व्यक्त किया जाता है।

दाब या दबाव प्रति इकाई क्षेत्र पर पडने वाले बल को कहते हैं। यह प्रति वर्ग सेंटि-मीटर ग्रामों में प्रकट किया जाता है।

0 डिग्री से० पर वायु की दाब का एक ऐटमास फियर होती है। यह 0 डिग्री सें० पर 760 मिलिमीटर पारे के दाब के बराबर होती है।

द्रवों का कोई विशेष आकार नहीं होता। ये जिस पात्र में रखे जाते हैं, उसीकी शक्ल ले लेते हैं।

गैसें विसरित होती हैं और द्रव भी। किन्तु द्रव धीरे-धीरे विसरित होते हैं और गैसें इससे अधिक तीव्रता से विसरित होती हैं।

प्रभाव्य होने पर द्रवों का वाष्पन होता है। अत्यधिक वाष्पशील द्रव बंद बोतलों में सुरक्षित रखे जाते हैं।

द्रव वाष्पदाब डालते हैं जो तापमान के साथ बढ़ती है। भिन्न-भिन्न द्रवों की एक ही तापमान पर भिन्न-भिन्न वाष्पदाब होती है।

एक द्रव एक एटमासफियर दाब पर एक निश्चित तापमान पर खौलता है। यह तापमान उसका *क्वथनांक* कहलाता है।

वायुदाब के अधीन एक द्रव एक निश्चित तापमान पर जमता है। यह तापमान उस द्रव का *हिमांक* कहलाता है।

ठोसों का आयतन अपने पात्र के आकार या शक्ल से स्वतंत्र रहता है और वे उसे बनाए रखते हैं। इनका संपीडन काफी कठिन होता है। ये दृढ़ होते हैं और सामान्य अवस्थाओं में रहते हैं। ये विसरित भी नहीं होते। ये निश्चित ज्यामितीय आकृतियों के कण अर्थात् क्रिस्टल बनाते हैं और ये आकृतियाँ हर पदार्थ की अपनी-अपनी होती हैं।

हर ठोस वायुदाब के अधीन अपने-अपने निश्चित तापमान पर पिघलता है। यह तापमान उसका *गलनांक* कहलाता है।

दोहराने के लिए प्रश्न

1. यह बताइए कि गुणों की दृष्टि से गैस, द्रव और ठोस किस प्रकार एक-दूसरे से भिन्न हैं?
2. गैस के किसी द्रव्यमान का आयतन तापमान पर निर्भर करता है और दबाब पर भी। इस कथन को उदाहरण देकर स्पष्ट कीजिए।
3. गैसों के आयतन और दाब में प्रयुक्त होने वाले यूनिटों के नाम बताइए। यह बताइए कि 5 लिटर की क्षमता वाले पात्र में सामान्य दाब के अधीन रखी गैस का आयतन घन सेंटि-मीटरों में कितना होगा?
4. यह कहने का क्या अर्थ होता है कि गैस बहुत संपीड्य होती है। एक उदाहरण देकर इस कथन को स्पष्ट कीजिए।
5. द्रव के वाष्पदाब का क्या अर्थ होता है? आप किसी द्रव के वाष्पन को कैसे समझाएँगे?
6. इनकी परिभाषा कीजिए :

    क) किसी द्रव का क्वथनांक

    ख) किसी द्रव का हिमांक

    ग) किसी द्रव्य का गलनांक

    घ) किसी पदार्थ का वाष्पदाब

7. किसी ऐसे प्रयोग का वर्णन कीजिए, जिससे यह प्रकट हो कि किसी द्रव का वाष्पदाब तापमान के साथ बदलती है।

8. चार ऐसे पदार्थों के नाम लीजिए जो गैस हों; चार जो द्रव हों; चार जो ठोस हों।

9. **इस संबंध को पूरा कीजिए :**

क) 27 डिग्री सें० = ······ °k

ख) 22.4 लिटर = ······

ग) 30,400 सी० सी० (घन सें०) = ··· लिटर

अध्याय 9

घोल

9.1 घोल

जब कोई ठोस द्रव अथवा गैस पानी में घुल जाती है तो उससे घोल बनता है। आइए, निम्न-लिखित प्रयोगों द्वारा यह बताएँ कि घोल क्या होता है।

प्रयोग 1.

एक बीकर में थोडा-सा पानी लीजिए जिसमे थोड़ी-सी शर्करा (चीनी) डालिए और इसे कॉच की छड से हिलाइए। आप देखेंगे कि चीनी पानी में घुल जाएगी। चीनी और पानी का एक समांगी द्रव्यमान बन जाएगा। इसे चखिए, यह मीठा होगा।

यही प्रयोग नमक और पानी के साथ कीजिए। आप देखेंगे कि नमक पानी में घुल जाएगा और यह घोल नमकीन होगा।

पानी मे चीनी या नमक के समांगी मिश्रण को और इसी तरह दूसरे *किसी मिश्रण को घोल* कहते हैं।

इस प्रकार घोल कम-से-कम दो पदार्थों का समांगी मिश्रण होता है। जो पदार्थ घुलता है जैसे चीनी या नमक, उसे विलेय कहते हैं और जो अधिक मात्रा मे होता है और जो दूसरे पदार्थ को अर्थात् विलेय को घोलता है, उसे विलायक कहते हैं। इस प्रकार चीनी या नमक और पानी का मिश्रण विलयन या घोल है और चीनी या नमक विलेय तथा पानी विलायक है। जब घोल का वाष्पन किया जाता है तो विलायक का वाष्पन हो जाता है और विलेय अवशिष्ट रह जाता है।

9.2 विलेयता और तापमान का प्रभाव

तीन बीकरों में अलग-अलग पानी लेकर उनमे बराबर-बराबर चीनी, नमक और रेत डालिए। सबको अच्छी तरह हिलाइए। आप देखेंगे कि नमक पानी में घुल जाएगा किन्तु चीनी और अधिक घुलेगी और रेत बिल्कुल नही घुलेगा। इससे हम यह निष्कर्ष निकालते हैं कि कुछ पदार्थ कम विलयशील होते हैं और कुछ अधिक विलयशील और कुछ पूर्णतः अविलयशील होते हैं। इस प्रकार विलयशीलता विलेय की प्रकृति पर निर्भर करती है।

प्रयोग 2.

एक बीकर में 100 सी० सी० (घन सेंटिमीटर) पानी लीजिए, इसमे थोड़ा-थोडा करके नमक डालिए और बराबर हिलाते जाइए। आप देखेंगे कि नमक

पानी मे घुलता जाएगा किन्तु एक स्थिति ऐसी आ जाएगी जब नमक घुलना बद हो जाएगा और जो नमक डाला जाएगा वह बीकर की तली में जमा होने लगेगा। अब बीकर को रेत के ऊष्मक पर गर्म कीजिए और नमक को हिलाते रहिए। आप देखेंगे कि नीचे बचा हुआ नमक भी पानी में घुल जाएगा। बीकर को ठंडा कीजिए। आप देखेंगे कि कुछ नमक घोल मे से निकल कर फिर से बीकर की तली में इकट्ठा हो जाएगा। इस प्रकार जल की निश्चित मात्रा में ठोस की नियत मात्रा घुलती है और उसी तापमान पर उससे अधिक मात्रा नही घुलती।

एक निश्चित तापमान पर एक लिटर पानी में ठोस की जितनी मात्रा घुल जाती है, वह उस तापमान पर पानी मे *ठोस की विलयशीलता* कही जाती है। तापमान के परिवर्तन का विलयशीलता पर काफी प्रभाव पड़ता है। ठोसों के साथ ऐसा होता है कि तापमान की वृद्धि के साथ उसकी विलयशीलता भी बढ जाती है।

प्रयोग 3.

एक बीकर में 19 ग्राम पोटासियम नाइट्रेट को काफी पानी मे मिलाइए और उसे काँच की छड़ से हिलाइए। आप देखेंगे कि नाइट्रेट पानी में घुल जाएगा। थोड़ा-थोड़ा करके बीकर के घोल मे और पोटासियम नाइट्रेट छोड़ते जाइए। हिलाने के बाद भी इसका कुछ भाग बिना घुला रह जाएगा। घोल को छान लीजिए। जो निर्मल निस्यंद निकलेगा वह कमरे के तापमान पर *सतृप्त घोल* होगा। इसमें कुछ और नाइट्रेट डालिए और इसे गर्म कीजिए। नाइट्रेट घुल जाएगा। अब घोल को ठंडा कीजिए। आप देखेंगे कि दूसरी बार में जो नाइट्रेट डाला गया था वह घोल से पृथक हो जाएगा। इससे हम यह निष्कर्ष निकाल सकते हैं:

(1) एक निश्चित तापमान पर संतृप्त घोल में उस तापमान पर विलेय की अधिकतम मात्रा रहती है।

(2) नीचे तापमान पर जो संतृप्त घोल बना है उसमे तापमान ऊँचा होने पर और अधिक विलेय समा सकता है।

(3) संतृप्त घोल तापमान नीचा होने पर कुछ विलेय को छोड़ देता हैं।

हमने प्रयोग-2 मे देखा कि जब सतृप्त घोल को ठडा किया जाता है तो कुछ विलेय बाहर आ जाता है। पर हमेशा ऐसा नही होता क्योकि अति संतृप्त घोल भी बन सकता है। किसी घोल को उस समय *अति संतृप्त* कहा जाता है जब इसमें सतृप्त घोल से अधिक विलेय समाया रहता है। जब अति सतृप्त घोल में विलेय का एक रवा डाल दिया जाता है तो सारे अतिरिक्त विलेय का क्रिस्टिलीकरण हो जाता है। निम्नलिखित प्रयोग से इस बात को प्रदर्शिल किया जा सकता है।

प्रयोग 4.

एक परखनली मे 6 ग्राम सोडियम थायोसल्फेट चूर्ण लेकर 1 सी० सी० पानी डालिए। परखनली मे ढीली डाट लगाइए और उसे पानी के ऊष्मक पर तब तक हल्के-हल्के गर्म कीजिए जब तक नमक घुल न जाए। अब इसे ठंडा कीजिए। आप देखेंगे कि नमक का क्रिस्टिलीकरण नहीं होता। इसमें विलेय का एक रवा डाल दीजिए। आप देखेंगे कि विलेय अलग होने लगेगा।

9.3 भिन्न ठोसों के लिए भिन्न विलायक

प्रयोग 5.

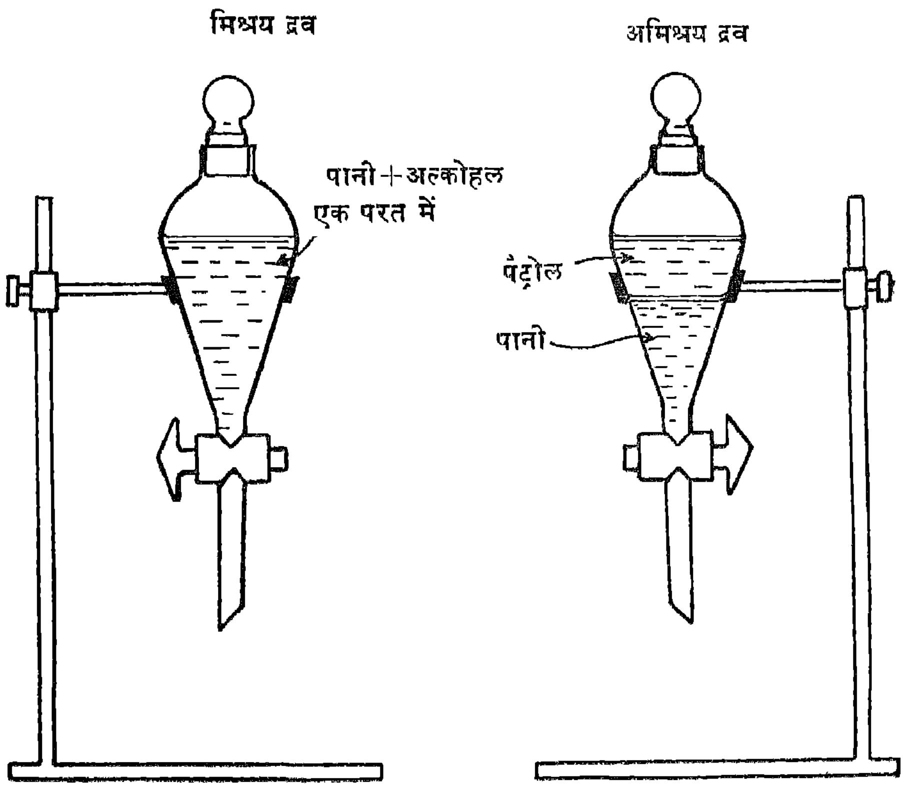
दो बीकर लेकर उसमे से एक में पानी और गंधक का चूरा मिलाइए और दूसरे मे गंधक और कार्बन

डाइसल्फाइड मिलाइए। आप देखेंगे कि गंधक पानी में नहीं घुलती किन्तु कार्बन डाइआक्साइड मे घुल जाती है। इसी प्रकार आप देखेंगे कि आयोडीन अल्कोहल में घुल जाता है और पानी मे नही घुलता। इसका यह मतलब हुआ कि सब ठोस सब द्रवों में नही घुलते। चीनी, नमक और नाइटर जैसे कुछ ठोस पानी में घुल जाते हैं और मिट्टी के तेल में नही घुलते। जब कि गंधक या आयोडीन जैसे कुछ अन्य पदार्थ अन्य विलायकों मे घुल जाते हैं।

9.4 द्रवों के द्रवों में घोल

प्रयोग 6.

एक पृथक्कारी कीप मे कुछ अल्कोहल और पानी मिलाइए। दोनों को अच्छी तरह हिलाइए और आप देखेंगे कि दोनो द्रवों की एक ही परत बनती है। अब पानी और पैट्रोल ले कर ऐसा ही कीजिए। आप देखेंगे कि दोनो ही द्रव आपस में मिलकर एक



चित्र–61. पृथक्कारी कीपों मे द्रवों में द्रव

परत नहीं बनाते बल्कि दोनों की अलग-अलग दो परतें हैं।

इससे यह प्रकट होता है कि दो द्रव मिश्रणीय हो सकते हैं और उनकी एक परत बन सकती है या वे *अमिश्रणीय* हो सकते हैं और अपनी अलग-अलग परतें बना सकते हैं।

9.5 द्रवों में गैसों के घोल

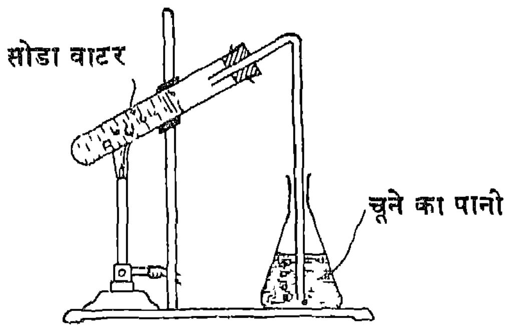
प्रयोग 7.

शंकु आकार के अलग-अलग फ्लास्कों में पानी लेकर उनमें से हाइड्रोजन क्लोराइड, अमोनिया और सल्फर डाइऑक्साइड गुजारिए। आप देखेंगे कि ये गैसें पानी मे घुल जाएँगी और संतृप्ति की अवस्था से पहले इनके बुलबुले नहीं बनेंगे।

ऑक्सीजन और हाइड्रोजन गैसो से इसी प्रयोग को दोहराइए। आप देखेंगे कि इन गैसों के बुलबुले बन कर ये पानी से बाहर निकल जाएँगी, जिससे यह पता चलता है कि ये पानी में अधिक नहीं घुलती। इससे हम यह नतीजा निकालते हैं कि कुछ गैसें विलयशील होती हैं और कुछ अविलयशील। फिर भी कुछ हद तक सभी गैसें पानी में विलयशील होती हैं। कार्बन डाइआक्साइड ऐसी गैस है जो पानी मे काफी घुलनशील है। दाब के अधीन यह जल्दी ही घुल जाती है और इसके घुलने से सोडावाटर बनता है। जब आप सोडावाटर की बोतल को खोलते हैं तो आप गैस की दाब को हटा देते हैं। कार्बन डाइआक्साइड बुलबुलो के साथ बाहर निकलती है और उफान के साथ सोडावाटर में से निकल जाती है। इससे यह पता चलता है कि दाब के घटने के साथ गैस की विलयशीलता घटती है और दाब के बढ़ने के साथ इसकी विलयशीलता बढती है। *ठंडे पानी की अपेक्षा गर्म पानी मे गैसें कम घुलनशील होती हैं।*

प्रयोग 8.

कार्बन डाइऑक्साइड से संतृप्त पानी (सोडा-वाटर) को एक परखनली में लौटिए। परखनली में एक ऐसी निकास नली फिट कीजिए जो शंकु आकार के फ्लास्क में रखे चूने के पानी में डूबी हो, जैसा कि चित्र-62 में दिखाया गया है। अब परखनली को गर्म कीजिए। परखनली में बुदबुदाहट या उफान-सा उठेगा और फ्लास्क में दूधियापन आएगा।



चित्र–62. *कार्बन डाइऑक्साइड गरम पानी मे कम घुलनशील है।*

इससे यह प्रगट होता है कि गर्म करने पर घुली हुई गैस घोल से बाहर निकल जाती है। इस प्रकार गैस की विलयशीलता तापमान के बढ़ने से घट जाती है। हमने प्रयोग–2 और 3 में देखा कि ठोसो की घुलनशीलता तापमान के बढ़ने से प्राय: बढ जाती है।

9.6 किसी ठोस द्रव में विलयशीलता का निर्धारण कैसे करें।

प्रयोग 9.

अशांकित जार की सहायता से नाप कर लग-

भग 100 सी० सी० शुद्ध पानी एक बीकर में लीजिए। इसमें पिसा हुआ नमक थोडा-थोडा करके छोडते जाइए और तब तक अच्छी तरह से हिलाते जाइए जब तक और नमक पानी में न घुले। यह कमरे के तापमान पर सतृप्त घोल बन गया। इसे छान लीजिए और निस्यंद को तुली हुई पोरसीलेन की वाष्पन परात मे एकत्र कीजिए। परात और निस्यंद को तौल लीजिए और भार को नोट कर लीजिए। बालू के ऊष्मक पर परात को गर्म कीजिए ताकि घोल का पानी पूरी तरह वाष्पित हो जाए। जब पानी पूर्णत: वाष्पित हो जाए तो परात को जल-शोषित्र में ठंडा करके सूखे अवशिष्ट के साथ तौल लीजिए। भार को नोट करके इस प्रकार परिकलन कीजिए।

केवल परात का भार	$=w_1g$
परात का भार+निस्यंद	$=w_2g$
निस्यंद का भार	$=w_2-w_1=a_1g$
परात का भार+वाष्पन के बाद अवशिष्ट	$=w_3g$
अवशिष्ट का भार	$=w_3-w_1=a_2g$
प्रयुक्त निस्यंद मे पानी का भार	$=a_1-a_2=a_3g$
कमरे के तापमान पर पानी में नमक की विलयशीलता	$=\frac{a_2}{a_3}\times 100$
	$=w$ g प्रति 100 ग्राम पानी

उदाहरण

जब 50 ग्राम नाइट्रेट कमरे के तापमान पर 200 सी० सी० पानी में पूरी तरह घुल गया तो पोटासियम नाइट्रेट का संतृप्त घोल तैयार हुआ। कमरे के तापमान पर पानी मे नाइटर की विलयशीलता का परिकलन कीजिए।

संतृप्त घोल मे नाइट्रेट का भार	=50 g
पानी का भार	=200 g
विलयशीलता	$=\frac{50}{200}\times 100=25$ g प्रति 100 g जल

9.7 घोल का सांद्रण

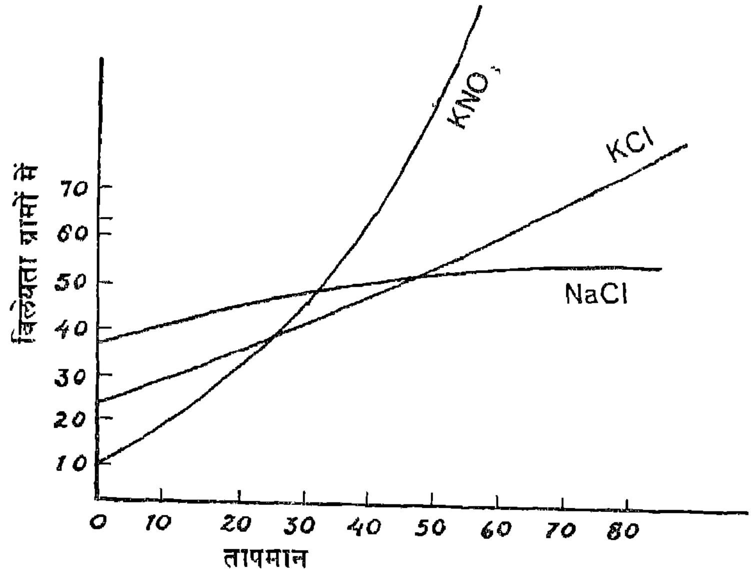
पानी मे लवण की विलयशीलता यह बताती है कि निश्चित तापमान पर एक लिटर विलायक मे लवण का सांद्रण कितना होगा।

$$\text{प्रति लिटर सांद्रण} = \frac{\text{विलय का द्रव्यमान}}{\text{लिटरों में विलायक का आयतन}} = \frac{M}{V}$$

यदि सांद्रण ऊँचा होता है तो घोल भी सांद्र होता है और जब यह कम होता है तो घोल तनु कहलाता है।

9.8 विलयशीलता वक्र रेखा क्या होती है ?

हमने यह देखा कि किसी पदार्थ की विलयशीलता एक ही द्रव मे तापमान के साथ घटती-बढ़ती है। ठोसो के लिए यह प्राय: तापमान बढ़ने के साथ बढ़ती है। किन्तु गैसो के साथ तापमान के बढ़ने से यह घटती है। विभिन्न तापमानो पर किसी पदार्थ की विलयशीलता को ऐसी रेखाओं द्वारा, जिन्हे *विलयशीलता वक्र रेखा* कहा जाता है, सरलता से ग्राफ पर निरूपित किया जा सकता है। कुछ लवणो की विलयशीलता (पानी मे) वक्र रेखाएँ



चित्र 63. विलयशीलता वक्र रेखाएँ

चित्र-63 मे दिखाई गई है।

वक्र रेखाओं पर नजर डालते ही यह पता चल जाता है कि तापमान के साथ विलयशीलता कैसे बदलती है। समुद्र के जल में जो लवण मिले रहते है उनकी विलयशीलता वक्र रेखाओ से हमे उन स्थितियो का पता चल जाता है, जिनके द्वारा नमक और अन्य लवण समुद्र जल से निकाले जाते है।

9.9 घोलों का महत्व

हमारे लिए घोलों की प्रक्रिया (ठोसो और गैसों का द्रवो में घुलना या द्रवो का मिश्रण) बहुत अधिक महत्व रखती है। हमारे जीवन की प्रक्रियाएँ भी इसी पर निर्भर करती है। हम जो भोजन खाते है वह पाचन में सरल पदार्थों में बदल जाता है। ये सरल पदार्थ या तो रक्त में घुल जाते है या उसमें मिल जाते है। रक्त इन पदार्थों को भिन्न-भिन्न अंगो में पहुँचा देता है, जहाँ उन्हे अपने काम के लिए इन पदार्थों की आवश्यकता पड़ती है। हम साँस के साथ जो ऑक्सीजन भीतर खीचते है वह रक्त में घुल जाती है जो उसे कोषाओं में पहुँचा देता है, जहाँ भोज्य पदार्थों का कार्बन डाइआक्साइड और पानी में ऑक्सीकरण हो जाता है। इस प्रकार घोल की यह प्रक्रिया मनुष्य जीवन के लिए अनिवार्य है।

रसायन उद्योग मे भी यह प्रक्रिया अत्यंत महत्वशाली है क्योकि अधिकांश रसायन अभिक्रियाएँ घोल में ही होती है।

विलयशील और अविलयशील पदार्थों को अलग करने के लिए भी घोलों की आवश्यकता पड़ती है। उदाहरण के लिए कैफ़ीन एक महत्वपूर्ण औषधि है और यह क्लोरोफार्म के जरिए चाय की पत्तियों

से निकाली जाती है। जो घुलनशील पदार्थ होते हैं, उन्हें उनके उपयुक्त विलायकों के साथ बने घोल में से क्रिस्टलीकरण द्वारा पृथक और शुद्ध किया जाता है।

मापी हुई मात्रा में दवाएँ देने में घोलों से बड़ी सहायता मिलती है। इसका कारण यह है कि बहुत छोटी मात्रा को आसानी से तोला नहीं जा सकता परंतु घोल में उसको आसानी से समायोजित किया जा सकता है।

9.10 घोलों के हिमांक और क्वथनांक

सामान्यत: घोलों के हिमांक को घटाया जा सकता है और क्वथनांक को बढ़ाया जा सकता है। निम्नलिखित प्रयोग द्वारा इसे दिखाया जा सकता है।

प्रयोग 10.

पहले शुद्ध पानी का हिमांक और क्वथनांक निश्चित कर लीजिए और फिर पानी में चीनी और नमक के घोल के यही अंक निर्धारित कर लीजिए। आप देखेंगे कि घोल का हिमांक शुद्ध पानी के हिमांक से नीचा है और शुद्ध पानी के क्वथनांक से घोल का क्वथनांक ऊँचा है। अन्य विलेय और विलायक ले-ले कर इसी प्रयोग को दोहराइए।

हम यह देखते हैं कि जो विलेय विद्युत अपघट्य नहीं होते, उनके हिमांक का नीचा करना और क्वथनांक का ऊँचा करना विलायक में विलेय की एक निश्चित मात्रा के समानुपात में होता है।

संक्षेप

घोल दो या अधिक पदार्थों का समांगी मिश्रण होता है।

विलेय वह पदार्थ है जो उस पदार्थ के साथ घुलता है जो उससे अधिक मात्रा में होता है।

विलायक वह पदार्थ है जो दूसरे को घुलाता है।

किसी पदार्थ की निश्चित तापमान पर *विलयशीलता* उसकी वह अधिकतम मात्रा है, जो उस तापमान पर 100 ग्राम जल के घोल में समा सकती है।

विलयशीलता तापमान के साथ बदलती है।

भिन्न-भिन्न तापमानों पर पदार्थों की विलयशीलताएँ *विलयशीलता वक्र रेखाओं* पर दिखाई जा सकती हैं।

द्रवों में ठोसों की विलयशीलता सामान्यत: तापमान के साथ बढ़ जाती है।

गैसें ठंडे पानी में गर्म पानी की अपेक्षा अधिक घुलनशील होती हैं।

संतृप्त घोल में निश्चित तापमान पर विलायक के निश्चित आयतन में विलेय की अधिकतम मात्रा समायी होती है। जिस घोल में अधिकतम मात्रा से कम विलेय होता है, वह घोल *असंतृप्त घोल* कहलाता है और जिसमें अधिक विलेय होता है, वह *अतिसंतृप्त घोल* कहा जाता है। जब संतृप्त घोल

को ठंडा कर दिया जाता है तो उसमें से विलेय के क्रिस्टल निकल जाते हैं। असंतृप्त और अतिसंतृप्त घोलों के साथ ऐसा नही होता।

सभी ठोस सभी द्रवो में नहीं घुल जाते।

द्रव मिश्रणीय भी होते है और अमिश्रणीय भी।

विलयशीलता=प्रति लिटर सतृप्त घोल का सांद्रण

=प्रति लिटर घोल मे विलेय का अधिकतम भार, ग्रामों मे

शुद्ध विलायक की अपेक्षा घोल का हिमांक नीचा होता है।

घोल का क्वथनांक शुद्ध विलायक से ऊँचा होता है।

दोहराने के लिए प्रश्न

1 घोल क्या होता है? अपने उत्तर को उदाहरण देकर स्पष्ट कीजिए।

2. इनका अर्थ बताइए और उदाहरण दीजिए :

(क) बिलेय, (ख) विलायक

3. बताइए कि संतृप्त घोल क्या होता है? पानी मे विलेय का सतृप्त घोल कैसे बनाया जा सकता है? पोटासियम नाइट्रेट का उदाहरण देकर समझाइए।

4. सतृप्त घोल असतृप्त घोल और अतिसतृप्त घोल से किस प्रकार भिन्न होता है?

5 विलयशीलता का अर्थ समझाइए। यह बताइए कि इसका निर्धारण कैसे होता है? किसी घोल का तापमान 25 डिग्री से० है और उसमें 5 ग्राम विलेय 200 सी० सी० पानी मे मिला हुआ है। 25 डिग्री सें० पर अधिक विलेय इस घोल मे नहीं घुल सकता। 25 डिग्री से० पर विलेय की विलयशीलता का हिसाब लगाइए।

6. उन विलायकों के नाम लीजिए जिनमे नाइटर, सल्फर और आयोडीन घुल जाते हैं।

7. पानी 0 डिग्री से० पर जमता है और 100 डिग्री से० पर खौलता है। यह बताइए कि पानी में चीनी घोल देने से शुद्ध पानी के हिमाक और क्वथनांक पर क्या प्रभाव पडेगा।

8 तापमान का इन पर क्या असर होता है:

(क) पानी मे ठोस की विलयशीलता पर, (ख) पानी में गैस की विलयशीलता पर।

9. घोलो के महत्व को स्पष्ट कीजिए। इनके तीन महत्वपूर्ण उपयोग बताइए।

अध्याय 10

द्रव्य में परिवर्तन और रासायनिक समीकरण

10.1 परिवर्तन के प्रकार

प्रकृति में द्रव्य में निरंतर परिवर्तन होता रहता है। कुछ परिवर्तन *सरल* और *अस्थायी* होते हैं। इन परिवर्तनो को *भौतिक परिवर्तन* कहते हैं। नीचे इनके कुछ उदाहरणो के प्रयोग दिए गए हैं।

प्रयोग 1.

एक बीकर मे कुछ पानी लीजिए। बीकर को नमक और बर्फ के मिश्रण से घेर दीजिए। पानी जम कर ठोस बर्फ बन जाएगा। अब बीकर को गर्म कीजिए। बर्फ पिघल कर फिर से पानी बन जाएगी। पानी को खौलने तक गर्म कीजिए। पानी वाष्प के रूप मे बदल जाएगा, जिसे भाप कहते है। भाप को किसी ठंडे जार मे पहुँचाइए। भाप संघनित होकर पानी बन जाएगी। आप देखेंगे कि इस प्रकार ऐसा कोई नया पदार्थ नही बनता जिसकी रचना नई हो, केवल अवस्था में ही अंतर पड़ता है।

प्रयोग 2.

पोरसीलेन की प्याली मे थोडा-सा नमक लीजिए। उसमें थोड़ा पानी मिलाइए और काँच की छड से इसे हिलाइए। आप देखेंगे कि नमक पानी में घुल जाएगा और एक घोल बनेगा जो चखने मे नमकीन होगा। इस घोल को खौलाइए। पानी वाष्पित हो जाएगा और प्याली मे नमक अवशिष्ट रह जाएगा। कोई भी नया पदार्थ नही बनेगा।

प्रयोग 3.

एक परखनली लेकर उसमे आयोडीन का एक क्रिस्टल गर्म कीजिए। आप देखेंगे कि परखनली के ठडे भागों में बैंजनी रग का वाष्प सघनित हो जाएगा। जो वाष्प सघनित हुआ वह आयोडीन है। इस प्रकार कोई भी नया पदार्थ नहीं बना और केवल अवस्था में परिवर्तन हुआ।

कुछ और परिवर्तन भी होते है जो अधिक स्थायी और सामान्यत: अनुत्क्रमणीय होते हैं। जब मैग्नीशियम के फीते को चीनी की प्याली मे गर्म किया जाता है तो उसकी सफेद राख बन जाती है। इस सफेद राख को ठडा करके फिर से मैग्नीशियम के फीते मे नही बदला जा सकता। इस प्रकार के परिवर्तनो को *रासायनिक परिवर्तन* कहते है। इन्हें चार महत्वपूर्ण प्ररूपों में विभाजित किया गया है:

(1) *रासायनिक संयोजन*

(2) *रासायनिक अपघटन*

(3) *सरल विस्थापन*

(4) *द्वि-अपघटन*

आगे दिए गए प्रयोगों द्वारा इन परिवर्तनों को प्रदर्शित किया जा सकता है।

10.2 रासायनिक संयोजन

प्रयोग 4

मैग्नीशियम के फीते के एक टुकड़े को टाग्स से पकडकर अदीप्त बुन्सन ज्वाला में रखकर बाहर निकाल लीजिए । आप देखेंगे कि यह आँखों को चकाचौंध कर देने वाले प्रकाश के साथ बराबर जलता रहेगा और उससे मैग्नीशियम ऑक्साइड का सफेद चूरा बनता जाएगा । मैग्नीशियम ऑक्सीजन से सयोजित होता है जिसमें ऊष्मा और प्रकाश निकलते हैं और मैग्नीशियम ऑक्साइड बनता है ।

मैग्नीशियम + ऑक्सीजन → मैग्नीशियम ऑक्साइड

प्रयोग 5.

एक परखनली में थोडी-सी गंधक (सल्फर) लेकर उसे पिघलाइए और फिर उसमें कुछ लोहे की रेतनो के टुकडे डालकर गर्म कीजिए । लोहा और गंधक (सल्फर) सयुक्त हो जाएँगे और गर्म करने पर इसमे से चिनगारियाँ निकलेंगी और आयरन सल्फाइड बन जाएगा ।

लोहा (आयरन) + गधक (सल्फर) → आयरन सल्फाइड

प्रयोग 6.

एक मजबूत और डाटदार गोला लीजिए । इसमें हाइड्रोजन और क्लोरीन गैसों का बराबर-बराबर मिश्रण लेकर इसे प्रकाश दिखाइए । दोनो गैसें मिल कर हाइड्रोजन क्लोराइड बनाएँगी ।

(*सावधानी*—यह अभिक्रिया बहुत उग्र होती है, इसलिए प्रयोग रक्षात्मक पिंजरे में करना चाहिए।)

हाइड्रोजन क्लोराइड पानी में घुल जाता है और इससे सिल्वर नाइट्रेट घोल की अभिक्रिया करने पर सफेद रंग का अवक्षेप बन जाता है ।

हाइड्रोजन + क्लोरीन → हाइड्रोजन क्लोराइड

प्रयोग 7.

3 आयतन : 1 आयतन के अनुपात मे हाइड्रोजन और ऑक्सीजन लेकर इनके मिश्रण का विस्फोट कीजिए । इसके लिए चित्र-16 की तरह नली में फ्यूज किए हुए प्लैटिनम के तारों के बीच में बिजली की चिनगारी गुजारिए । यह काम पारे के ऊपर गैस आयतनमापी नली मे होना चाहिए । ठडा करने पर आयतन सिकुडेगा और पारे की सतह पर तथा नलकी की दीवारों पर पानी की बूँदें दिखाई पडेंगी । हाइड्रोजन ऑक्सीजन से मिलकर पानी बनाती है ।

हाइड्रोजन + ऑक्सीजन → पानी

10.3 रासायनिक अपघटन

प्रयोग 8.

कठोर काँच की परखनली में थोड़ा-सा लाल सीसा गर्म कीजिए । नली मे एक लाल गर्म शितखंड या खपच्ची डालिए । यह शितखंड एकदम प्रज्वलित हो जाएगा जिससे यह पता चलता है कि ऑक्सीजन निकली है । परखनली मे पीले रंग का लिथार्ज अवशिष्ट रह जाएगा । यह ऊष्मा द्वारा रासायनिक अपघटन का एक उदाहरण है । लाल सीसा ऑक्सीजन और लिथार्ज में अपघटित हो जाता है ।

लाल सीसा → लिथार्ज + ऑक्सीजन

प्रयोग 9.

एक परखनली में पानी में विलंबित थोड़ा-सा सिल्वर ब्रोमाइड लीजिए । नली को डाट लगाकर धूप में रख दीजिए । अब रंग के परिवर्तन की ओर ध्यान दीजिए । पीला-सा सफेद रंग बदल कर गहरा धूसर रग हो जाएगा । धूसर रंग धात्विक चाँदी के बनने के कारण आता है, जो बहुत बारीक-बारीक

शक्ल में होती है । सिल्वर ब्रोमाइड का प्रकाश द्वारा अपघटन हो जाता है ।

सिल्वर ब्रोमाइड → सिल्वर + ब्रोमाइड

प्रयोग 10

जैसा कि चित्र-17 में दिखाया गया है, एक वोल्टामीटर मे अम्लीकृत पानी मे से बिजली की धारा गुजारिए । पानी अपघटित हो जाएगा और दोनों गैसें दो नलकियो में जमा हो जाएँगी । जो दहन में सहायक होगी वह ऑक्सीजन गैस है और दूसरी जो स्वयं जलती है वह हाइड्रोजन है ।

पानी → हाइड्रोजन + ऑक्सीजन

प्रयोग 11.

एक परखनली मे ताँबे के एक टुकड़े पर सांद्रित नाइट्रिक एसिड की कुछ बूंदे गिराइए । ऐसा करने से लाल भूरे रंग के धूम निकलेंगे और हरे रंग का कॉपर नाइट्रेट का घोल बन जाएगा । ताँबे के स्पर्श मात्र से नाइट्रिक एसिड अपघटित हो जाती है और गर्मी पैदा होती है ।

कॉपर + नाइट्रिक एसिड → कॉपर नाइट्रेट + नाइट्रोजन पैराऑक्साइड के लाल से भूरे रंग के धूम

10.4 सरल विस्थापन

प्रयोग 12.

जैसा कि चित्र-40 में दिखाया गया है, लोहे की एक कील लेकर उसे कॉपर सल्फेट में छोड़ दीजिए । लोहे की इस कील पर लाल रंग का ताँबा जमा होने लगेगा ।

कॉपर सल्फेट + लोहा → आयरन सल्फेट + ताँबा

यह सरल विस्थापन का एक उदाहरण हुआ ।

10.5 द्वि-अपघटन

प्रयोग 13.

एक बीकर में सोडियम क्लोराइड (नमक) के घोल में कुछ सिल्वर नाइट्रेट का घोल डालिए । इससे सफेद अवक्षेप प्रगट होगा । छानने के बाद जो घोल प्राप्त होगा उसमें सोडियम नाइट्रेट होगा ।

सोडियम क्लोराइड + सिल्वर नाइट्रेट → सिल्वर क्लोराइड + सोडियम नाइट्रेट

यह द्वि-अपघटन का उदाहरण है ।

10.6 रासायनिक परिवर्तन के अभिलक्षण और स्थितियाँ

ऊपर के प्रयोगों में रासायनिक परिवर्तन के अभिलक्षण और स्थितियाँ दी गई है । ये इस प्रकार हैं :

(क) *अभिलक्षण*

i) एक या अधिक नए पदार्थ इन पदार्थों के अणुओ के अपघटन या उनके भागो की पुनर्व्यवस्था से बनते हैं ।
ii) ऊष्मा या तो निकलती है या अवशोषित होती है ।
iii) कुछ में प्रकाश भी निकलता है ।

(ख) *रासायनिक परिवर्तनों को प्रभावित करने वाली स्थितियाँ*

i) ऊष्मा
ii) प्रकाश
iii) विद्युत
iv) निकट संस्पर्श

आघात और विस्फोट से भी रासायनिक परिवर्तन होते हैं। यह कुछ विशेष मामलो में ही बताया जाएगा ।

10.7 रासायनिक समीकरण

रासायनिक समीकरणो का उद्देश्य रासायनिक परिवर्तन या अभिक्रिया को परिणामात्मक रीति से संक्षिप्त रूप मे प्रस्तुत करना है। नीचे कुछ सरल उदाहरण दिए जाते है :

i) हाइड्रोजन ऑक्सीजन मे जलती है और इससे पानी बनता है। इस अभिक्रिया को प्रतीक रूप मे इस प्रकार लिखा जाता है।

$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$$

हाइड्रोजन ऑक्सीजन जल
(2 अणु) (1 अणु) (2 अणु)

ii) रैड लेड या लाल सीसा गर्म होने पर लिथार्ज और ऑक्सीजन में अपघटित होता है। इस अभिक्रिया को यों लिखा जाता है :

$$2Pb_3O_4 \rightarrow 6PbO + O_2$$

लाल सीसा लिथार्ज ऑक्सीजन
(2 अणु) (6 अणु) (1 अणु)

iii) जस्त और सल्फ्यूरिक एसिड की अभिक्रिया से हाइड्रोजन और जिंक सल्फेट बनते हैं। इस अभिक्रिया को इस प्रकार लिखा जाता है :

$$Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2$$

जस्त सल्फ्यूरिक एसिड जिंक सल्फेट हाइड्रोजन
(1 अणु) (1 अणु) (1 अणु) (1 अणु)

iv) जब नमक के घोल में सिल्वर नाइट्रेट डाला जाता है तो सिल्वर क्लोराइड का सफेद अवक्षेप बन जाता है और सोडियम नाइट्रेट घोल के रूप मे रह जाता है। इस अभिक्रिया को यों लिखा जाता है:

$$AgNO_3 + NaCl \rightarrow AgCl + NaNO_3$$

सिल्वर नाइट्रेट सोडियम क्लोराइड सिल्वर क्लोराइड सोडियम नाइट्रेट
(1 अणु) (1 अणु) (1 अणु) (1 अणु)

10.8 रासायनिक समीकरण कैसे लिखे और संतुलित किए जाते हैं

ऊपर जो उदाहरण दिए गए है, रासायनिक समीकरण उनसे अधिक जटिल होते हैं। इनके लिखने और संतुलित करने में इन बातों को ध्यान मे रखा जाता है :

(1) प्रयोग संबधी तथ्यों को सही-सही लिखा जाता है अर्थात अभिकारकों और परिणामियों का ठीक पता होना चाहिए।

(2) अभिकारको को अर्थात उन पदार्थों को बाईं ओर लिखा जाता है जो अभिक्रिया करते हैं और परिणामियो को अर्थात जो उत्पाद बनाते हैं उनको तीर या बराबरी के चिह्न के दाईं ओर लिखा जाता है।

(3) अभिकारको और परिणामियो को उनके आणविक सूत्रों के रूप में लिखा जाता है।

(4) समीकरण को संतुलित करने के लिए सूत्र से पहले संतुलित करने वाले समाकल अंक लिखे जाते हैं जिन्हें *गुणांक* कहते हैं। ऐसा इसलिए किया जाता है कि बाईं ओर के परमाणुओं की कुल संख्या दाईं ओर के परमाणुओं की कुल संख्या के बराबर हो जाए।

इन बातो को पोटासियम क्लोरेट के ऊष्मा द्वारा अपघटन संबंधी समीकरण में समझाया गया है।

(क) पोटासियम क्लोरेट पोटासियम क्लोराइड और ऑक्सीजन में अपघटित होता है। पोटासियम क्लोरेट अभिकारक है और पोटासियम क्लोराइड तथा ऑक्सीजन परिणामी उत्पाद हैं।

(ख) पोटासियम क्लोरेट, पोटासियम क्लोराइड और ऑक्सीजन के आणविक सूत्र हैं:

$KClO_3$, KCl और O_2

इसका समीकरण यह है:

$KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$ (संतुलित नही)

पोटासियम क्लोरेट के 2 अणु लेने से समीकरण बन जाता है:

$2\,KClO_3 \rightarrow 2\,KCl + 3O_2$ (संतुलित)

गुणाक अभिक्रिया करने वाले अथवा उत्पन्न होने वाले अणुओ की संख्या बताते हैं। संतुलित समीकरण का अर्थ यह होता है कि पोटासियम क्लोरेट के दो अणु अपघटित होकर पोटासियम क्लोराइड के दो अणु व ऑक्सीजन के तीन अणु बनाते हैं।

क्योकि अणु ग्रामो में निश्चित भार को भी प्रगट करते है, इसलिए हम जानते हैं कि अभिकारकों और उत्पादो मे भार के अनुसार क्या समानुपात है। इस प्रकार अभिक्रिया में भाग लेने वाले पदार्थो के भारो का परिकलन किया जा सकता है, किन्तु उन समीकरणो में जोकि यहाँ दिए गए है प्राप्त होने वाली अथवा खोई जाने वाली ऊर्जा का कोई हिसाब नही लगाया गया है। रासायनिक अभिक्रियाओ मे ऊर्जा के जो परिवर्तन होते हैं उस प्रश्न को रसायन की ऊँची पुस्तको मे लिया जाएगा। किन्तु यहाँ रासायनिक समीकरणों पर आधारित परिकलनों के कुछ उदाहरण दिए जा रहे है।

उदाहरण–1

यदि दो ग्राम जस्त (जिंक) की अधिक मात्रा में सल्फ्यूरिक एसिड से अभिक्रिया की जाए तो बताइए कि इससे बनने वाले जिंक सल्फेट का कितना भार होगा। यह भी मालूम कीजिए कि जो सल्फ्यूरिक एसिड काम मे आई उसका भार कितना था।

जस्त और सल्फ्यूरिक एसिड की अभिक्रिया होने से जिंक सल्फेट और हाइड्रोजन बनते हैं। इस अभिक्रिया का समीकरण यह है:

Zn	+ H_2SO_4	= $ZnSO_4$	+ H_2
65·4 ग्राम	98 ग्राम	161·4 ग्राम	2 ग्राम

इस प्रकार 65·4 ग्राम जस्त 98 ग्राम सल्फ्यूरिक एसिड से अभिक्रिया करता है, जिससे 161 4 ग्राम जिंक सल्फेट और 2 ग्राम हाइड्रोजन बनती है।

2 ग्राम जस्त से उत्पादित जिंक सल्फेट—

$$= \frac{161 \cdot 4}{65 \cdot 4} \times 2$$
$$= 4 \cdot 93 \text{ ग्राम}$$

और उपयुक्त सल्फ्यूरिक एसिड का भार—

$$= \frac{98}{65\ 4} \times 2$$
$$= 2 \cdot 99 \text{ ग्राम}$$

उदाहरण–2

उस सिल्वर क्लोराइड का भार मालूम कीजिए जो 2 ग्राम नमक से बनेगा। यह भी बताइए कि इसके लिए जो सिल्वर नाइट्रेट काम आएगा उसका कितना भार होगा।

अभिक्रिया का समीकरण यह होगा:

$AgNO_3 + NaCl \rightarrow AgCl + NaNO_3$

170 ग्राम 58 5 ग्राम 143·5 ग्राम 85 ग्राम

इस प्रकार 170 ग्राम सिल्वर नाइट्रेट 58·5 ग्राम नमक से अभिक्रिया करता है और इससे 143 5 ग्राम सिल्वर क्लोराइड और 85 ग्राम सोडियम नाइट्रेट बनेगा।

2 ग्राम नमक से बने सिल्वर क्लोराइड का भार

$$= \frac{143\ 5}{58\ 5} \times 2$$

=4 9 ग्राम

और इसके लिए आवश्यक सिलवर नाइट्रेट का भार

$$= \frac{170}{58\ 5} \times 2$$

=5 81 ग्राम

संक्षेप

द्रव्य में दो प्रकार के परिवर्तन होते हैं (1) *भौतिक परिवर्तन* और (2) *रासायनिक परिवर्तन*। *भौतिक परिवर्तन* अस्थायी होता है।

रासायनिक परिवर्तन स्थायी परिवर्तन होता है। यह परिवर्तन ऊष्मा, प्रकाश, विद्युत, निकट संस्पर्श से और आघात तथा विस्फोट से भी होता है। रासायनिक परिवर्तन से कम से कम एक नया पदार्थ अवश्य बनता है।

रासायनिक प्रक्रिया मे प्रायः तापमान में परिवर्तन अवश्य होता है (या तो रासायनिक परिवर्तन के दौरान ऊष्मा निकलती है या उसका अवशोषण होता है)।

रासायनिक संयोजन एक रासायनिक परिवर्तन है जिसमें दो या अधिक पदार्थों के सयोजन से एक नया पदार्थ बनता है।

रासायनिक अपघटन भी रासायनिक परिवर्तन है जिसमें एक पदार्थ के विघटन से दो या अधिक नए पदार्थ बनते हैं।

सरल विस्थापन एक रासायनिक परिवर्तन है जिसमे एक पदार्थ का कोई एक मूलतत्व दूसरे मूलतत्व द्वारा विस्थापित कर दिया जाता है और एक नया पदार्थ बन जाता है।

द्वि-अपघटन वह रासायनिक परिवर्तन है जिसमें किसी घोल में दो पदार्थ अपने-अपने साथियो का आदान-प्रदान कर लेते है।

रासायनिक समीकरण अभिकारकों और परिणामियों का वह मात्रात्मक संबंध है, जो उनके अणु सूत्रों के रूप मे व्यक्त किया जाता है।

अभिकारक वे पदार्थ है जो किसी अभिक्रिया में भाग लेते हैं। *परिणामी* वह पदार्थ हैं जो अभिक्रिया से उत्पन्न होते है।

दोहराने के लिए प्रश्न

1. उन परिवर्तनों के प्रकार बताइए जो द्रव्य में होते हैं ? उदाहरण देकर अपने उत्तर को स्पष्ट कीजिए ।

2. रासायनिक परिवर्तन के अभिलक्षण बताइए और उदाहरण दीजिए । चार ऐसे उदाहरण दीजिए जिनसे यह प्रगट हो कि द्रव्य में जो रासायनिक परिवर्तन होते हैं उनसे नए पदार्थ बनते हैं ।

3. रासायनिक संयोजन क्या होता है ? इसके कम से कम दो उदाहरण दीजिए ।

4 रासायनिक अपघटन क्या होता है ? यह कैसे होता है ? इसको समझाने के लिए कम-से-कम दो उदाहरण दीजिए ।

5. सरल विस्थापन क्या होता है ? दो उदाहरण देकर स्पष्ट कीजिए ?

6. द्वि-अपघटन का क्या अर्थ होता है ? इसके लिए भी दो उदाहरण दीजिए ।

7. वे कौन-सी स्थितियाँ हैं जिनका रासायनिक परिवर्तन पर प्रभाव पड़ता है ? उदाहरण देकर इस बात को स्पष्ट कीजिए ।

8. जब ऐसा होता है तो किस प्रकार का परिवर्तन होता है :

i) आयोडीन को गर्म किया जाता है ।

ii) लाल सीसा (रैड लेड) गर्म किया जाता है ।

iii) अम्लीकृत पानी में विद्युत गुजारी जाती है ।

iv) सिल्वर नाइट्रेट घोल में जस्त की छड़ रखी जाती है ।

v) सिल्वर नाइट्रेट घोल में हाइड्रोक्लोरिक एसिड डाला जाता है ।

vi) गंधक को वायु में जलाया जाता है ।

vii) पिघली हुई गंधक में लोहे की रेतनें डाली जाती है ।

viii) चूने का पत्थर गर्म किया जाता है ।

ix) संगमरमर और हाइड्रोक्लोरिक एसिड को मिलाया जाता है ।

9. रासायनिक समीकरण रासायनिक परिवर्तनों को मात्रात्मक रूप में व्यक्त करते है । इस कथन को उदाहरण देकर समझाइए ।

10. बताइए कि इस व्यंजक में क्या बात निहित है :

(i) $CaCO_3+2HCl \rightarrow CaCl_2+H_2O+CO_2$

(ii) $2NH_4Cl+2KNO_2 \rightarrow 2KCl+2N_2+4H_2O$

11 रासायनिक समीकरणो को कैसे लिखा और संतुलित किया जाता है। एक उदाहरण देकर अपना उत्तर स्पष्ट कीजिए।

12 यदि 0 12 ग्राम मैग्नीशियम के फीते को ऑक्सीजन में पूरी तरह भस्म कर दिया जाता है तो इससे बनने वाले उत्पाद का भार निकालिए।

13. उस हाइड्रोक्लोरिक एसिड का भार निकालिए जो 2 ग्राम कैल्सियम कार्बोनेट को पूर्णतः अपघटित करने के लिए आवश्यक होगी।

14. 2·45 ग्राम पोटासियम क्लोरेट से जो पोटासियम क्लोराइड बनगा, उसका भार मालूम कीजिए।

अध्याय 11

परमाणु भार, अणु भार, तुल्य भार और संयोजकता

11.1 परमाणु भार

मूलतत्व परमाणुओं से मिलकर बनते है जोकि बहुत ही सूक्ष्म होते हैं। इन परमाणुओ के वास्तविक भार तो इतने न्यून होते है कि रासायनिक परिकलनो मे उनका प्रयोग नही हो सकता। अत. हमें रसायन-शास्त्र में उनके वास्तविक भार की अपेक्षा उनके सापेक्ष भार से अधिक दिलचस्पी होती है। इन सापेक्ष भारों को मूलतत्वों के रासायनिक *परमाणु भार* कहा जाता है। डाल्टन ने हाइड्रोजन यानी सबसे हल्के तत्व को मानक चुना। उसने और उसके बाद के कुछ रसायनज्ञो ने हाइड्रोजन के परमाणु भार को एक माना जबकि इसका वास्तविक भार (1 673 $\times 10^{-24}$g) जैसा कि अब तक मालूम है बहुत ही कम होता है। उन्होने अन्य तत्वो के भार की हाइड्रोजन के भार से तुलना की, और यह पाया कि ऑक्सीजन के परमाणु का भार हाइड्रोजन के परमाणु के भार का 15·88 गुना होता है। कई कारणो से हाइड्रोजन की अपेक्षा ऑक्सीजन को तत्व की दृष्टि से कही अधिक सुविधाजनक मानक पाया गया। एक अत्यंत महत्वपूर्ण कारण यह था कि ऑक्सीजन सबसे अधिक तत्वो के साथ संयुक्त होती है। अंतर्राष्ट्रीय करारो द्वारा इसका भार 16·00 निर्धारित किया गया। ऑक्सीजन को मानक (=16 00) मानकर हाइड्रोजन का भार 1·008 होता है। *किसी भी मूलतत्व के परमाणु भार की परिभाषा इस प्रकार की गई कि यह उस मूलतत्व के एक परमाणु का ऑक्सीजन के एक परमाणु के भार से सबधित भार है और ऑक्सीजन का भार* 16·00 है। आजकल कार्बन (=12) मानक माना जाता है। इससे कोई खास अंतर नहीं पडता। परमाणु भार एक संख्या है और जब यह ग्रामो में प्रगट किया जाता है तो यह *ग्राम-परमाणु भार* या *ग्राम-परमाणु* कहलाता है।

कुछ आम मूलतत्वो के परमाणु भार ऑक्सीजन (=16 00) के आधार पर नीचे दिए गए हैं।

मूलतत्व	*प्रतीक*	*परमाणु भार*
ऑक्सीजन	O	16·000
हाइड्रोजन	H	1·008
नाइट्रोजन	N	14·008
कार्बन	C	12·011

मूलतत्व	प्रतीक	परमाणु भार
सल्फर	S	32·066
फॉस्फोरस	P	30 975
क्लोरीन	Cl	35 457
सोडियम	Na	22 991
पोटाशियम	K	39 100
मैग्नीशियम	Mg	24 32
कैल्सियम (चूना)	Ca	40·08
लोहा	Fe	55 85
ताँबा	Cu	63·54
सिल्वर	Ag	107 88
सोना	Au	197 00
जिंक (जस्त)	Zn	65·38
पारा	Hg	200 61
ऐल्युमिनियम	Al	26 98
टिन	Sn	118 70
सीसा	Pb	207 21

नोट : कार्बन (=12) के आधार पर परमाणु भार ऊपर दिए हुए मानो को $\frac{12}{12{\cdot}011}$ मे गुणा करके निकाले जा सकते हैं।

11.2 अणु भार

हम यह पढ चुके है कि अणु परमाणुओ का एक समूह होता है। किसी मूलतत्व के अणु में एक ही प्रकार के एक या अधिक परमाणु होते हैं किन्तु किसी यौगिक के एक अणु मे भिन्न प्रकार के परमाणु दो-दो या इससे अधिक के समूह में रहते हैं। एक अणु का भार उसमें मौजूद परमाणुओं के कुल भार के बराबर होता है। क्योंकि परमाणु-भार सापेक्ष होते हैं, इसलिए अणु भार भी सापेक्ष रहते हैं। *किसी पदार्थ के अणु भार की परिभाषा इस प्रकार की जा सकती है कि यह उस पदार्थ के अणु का हाइड्रोजन (1·008) के एक परमाणु या ऑक्सीजन (16·00) के परमाणु या कार्बन (12·00) के एक परमाणु के भार से संबंधित* भार है। अणु भार एक सख्या है। जब इसे ग्रामो मे प्रगट किया जाता है तो इसे पदार्थ का ग्राम-अणु भार या ग्राम-अणु या *'मोल'* (mole) कहा जाता है। पदार्थ के अणु सूत्र में जितने परमाणु होते है उनके भार को जोड लेने से उस पदार्थ का अणु भार निकल आता है। नीचे लिखे सरल उदाहरणो से यह बात समझाई जा सकती है।

(i) पानी के अणु में, जिसे H_2O लिखा जाता है, हाइड्रोजन के दो परमाणु और ऑक्सीजन का एक परमाणु होता है।

हाइड्रोजन का परमाणु भार=1 008 और ऑक्सीजन का=16·00

अत: पानी का अणु भार=2×1·008+16·00
=18 016

(ii) कार्बन डाइआक्साइड अणु को इस प्रकार लिखा जाता है CO_2। इसमे कार्बन का एक परमाणु और ऑक्सीजन के दो परमाणु होते हैं। कार्बन का एक परमाणु भार=12·011 और ऑक्सीजन का परमाणु भार=16·00। इसलिए कार्बन डाइआक्साइड का अणु भार=12·011+2×16 00=44·011।

(iii) नमक का अणु इस प्रकार लिखा जाता है NaCl। इसमे सोडियम का और क्लोरीन का एक-एक परमाणु होता है।

सोडियम का परमाणु भार=22·99 और क्लोरीन का परमाणु भार=35·45।

इस प्रकार नमक का अणु भार = 22 99 +35·45 = 58·44

(iv) चूने के पत्थर का अणु इस प्रकार लिखा जाता है $CaCO_3$। इसमें कैल्सियम का एक परमाणु

कार्बन का एक परमाणु, और ऑक्सीजन के तीन परमाणु होते है ।

कैल्सियम का परमाणु भार=40 08, कार्बन का परमाणु भार= 12 011 और ऑक्सीजन का परमाणु भार = 16·00

इस प्रकार चूने के पत्थर का अणु भार
=40·08+12 011+3×16 00
=100 091

किसी भी पदार्थ के एक निश्चित भार में मोलो की जितनी सख्या होती है वह पदार्थ के ग्रामो मे भार और *ग्राम-अणु* का अनुपात होती है अर्थात

$$\text{Wg (ग्रामों मे भार) में मोलो की संख्या} = \frac{\text{Wg}}{\text{ग्राम-अणु}}$$

उदाहरण

0·49 ग्राम H_2SO_4 में मोलो और मिलिमोलो की सख्या निकालिए। (H=1·008, S=32,O=16·00)

H_2SO_4 का सूत्र भार = 2×1·0088+32 +4×16=98

अत: 0 49 ग्राम H_2SO_4 में मोलो की सख्या

$$= \frac{0·49}{98} = 0\ 005$$

क्योंकि 1 मोल = 1000 मिलिमोल

अत: मिलिमोलों की संख्या = 0 005×1000 = 5 (उत्तर)

11.3 तुल्य भार और संयोजकता

तुल्य-भार एक और ऐसा पद है, जिसका बहुत बार प्रयोग होता है। मूलतत्व सदा अपने परमाणु भार के अनुसार ही सयोजित नहीं होते। यह इस कारण होता है कि भिन्न-भिन्न मूलतत्वो की संयोजन क्षमता भी भिन्न होती है। परमाणुओ की परस्पर संयोजन की क्षमता को *संयोजकता* कहते हैं। उदाहरणार्थ,

(i) क्लोरीन का एक परमाणु हाइड्रोजन के एक परमाणु से संयोजित होता है।

(ii) ऑक्सीजन का एक परमाणु हाइड्रोजन के दो परमाणुओं से संयोजित होता है।

(iii) नाइट्रोजन का एक परमाणु हाइड्रोजन के तीन परमाणुओ से संयोजित होता है।

(iv) कार्बन का एक परमाणु हाइड्रोजन के चार परमाणुओ से सयोजित होता है।

क्योकि हाइड्रोजन की संयोजकता एक मान ली गई है, इसलिए क्लोरीन, ऑक्सीजन, नाइट्रोजन और कार्बन की संयोजकता 1, 2, 3 और 4 होती है। क्योकि ऑक्सीजन के 8 भाग हाइड्रोजन के एक भाग से सयोजित होती है और ऑक्सीजन की सयोजकता 2 है, इसलिए, निम्न संबंध स्थिर किया जा सकता है।

$$\frac{\text{ऑक्सीजन का परमाणु भार}}{\text{सयोजकता}} = \frac{16}{2} = 8$$

और 8 ऑक्सीजन का तुल्य भार कहलाता है।

$$\text{इस प्रकार} \quad \frac{\textit{परमाणु-भार}}{\textit{तुल्य भार}} = \textit{सयोजकता}$$

परमाणु भार/तुल्य भार वह पूर्णांक है, जो किसी मूलतत्व की *संयोजकता* होती है। इसकी परिभाषा यो की गई है कि *यह वह संख्या है जो यह बताती है कि हाइड्रोजन या अन्य किसी एक सयोजक तत्व के साथ दिए हुए तत्व के कितने परमाणु संयोजित होते है या उसके द्वारा विस्थापित होते है।*

किसी मूलतत्व का तुल्य भार उसके परमाणु भार को संयोजकता से भाग देकर मालूम किया जा सकता है। यदि हम कोई मानक स्थिर कर दें, तो सभी मूलतत्वो के तुल्यांक भी तुलनात्मक हो

जाएँगे। ऑक्सीजन क्योकि एक क्रियाशील मूल-तत्व है अतः इसी को मानक मान लिया जाता है और इसका तुल्य भार 8 निर्धारित कर दिया जाता है।

इस प्रकार *किसी भी मूलतत्व के तुल्य भार की परिभाषा यों की जाती है कि यह वह संख्या है जो यह बताती है कि मूलतत्व के भार के अनुसार कितने भाग आक्सीजन के 8 भागो से या किसी भी मूलतत्व ($H=1{\cdot}008$, $Cl=35{\cdot}45$) के तुल्य भार से संयोजित होते हैं।*

जब तुल्य भार ग्रामो मे व्यक्त किया जाता है तो इसे *ग्राम-तुल्य भार या ग्राम-तुल्यांक* कहते हैं।

इन सरल उदाहरणो से इस बात को समझाया जा सकता है।

1) 8 ग्राम ऑक्सीजन 1·008 ग्राम हाइड्रोजन से, और 1·008 ग्राम हाइड्रोजन 35·45 ग्राम क्लोरीन से संयोजित होती है।

∴ हाइड्रोजन का तुल्य भार=1·008
और क्लोरीन का तुल्य भार=35·45

2) 12 ग्राम मैग्नीशियम 8 ग्राम ऑक्सीजन से संयुक्त होता है

मैग्नीशियम का तुल्य भार=12

यह आवश्यक नही कि मूलतत्वो का तुल्य भार एक ही हो। कुछ तत्व जैसे Cu, Fe का एक से अधिक तुल्य भार होता है क्योंकि उनकी संयोजकताएँ भी एक से अधिक होती हैं।

किसी भी एक मूलतत्व का तुल्य भार ही दूसरे मूलतत्व के तुल्य भार से अभिक्रिया करता है। इसे *तुल्यांक नियम* कहा जाता है।

तुल्य भार निकालने के कुछ सरल उदाहरण नीचे दिए जाते है।

उदाहरण 1.

जब 2·32 ग्राम सिल्वर ऑक्साइड को बहुत गर्म किया गया तो उससे 2·16 ग्राम चाँदी अवशिष्ठ रहे। चाँदी का तुल्य भार निकालिए :

सिल्वर ऑक्साइड का भार	2·32 ग्राम
चादी का भार	2·16 ग्राम
संयोजित ऑक्सीजन का भार	2·32–2·16
	=0·16 ग्राम

$$\text{चाँदी का तुल्य भार}=\frac{2{\cdot}16}{0{\cdot}16}\times 8=108$$

उदाहरण 2.

0 24 ग्राम मैग्नीशियम ने हाइड्रोक्लोरिक एसिड में से 0 02 ग्राम हाइड्रोजन को विस्थापित किया। मैग्नीशियम का तुल्य भार मालूम कीजिए। हाइड्रोजन का तुल्य भार 1·008 है।

$$\text{मैग्नीशियम का तुल्य भार}=\frac{\text{मैग्नीशियम का भार}}{\text{हाइड्रोजन का भार}}$$

$$\times\text{हाइड्रोजन का तुल्य भार}=\frac{0{\cdot}24}{0{\cdot}02}\times 1{\cdot}008$$

$$=12\ 096$$

उदाहरण 3.

सिल्वर क्लोराइड मे 24·6 प्रतिशत क्लोरीन होता है तो चाँदी का तुल्य भार बताइए।

सिल्वर क्लोराइड में चाँदी का प्रतिशत 100–24·6 =75·4

$$\text{चाँदी का तुल्य भार}=\frac{75{\cdot}4}{24{\cdot}6}\times\text{क्लोरीन का तुल्य भार}$$

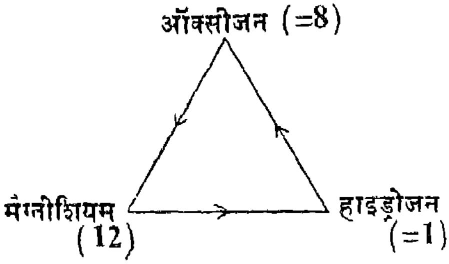
$$=\frac{75{\cdot}4}{24{\cdot}6}\times 35{\cdot}45$$

$$=108{\cdot}6$$

तुल्य भार का विचार *तुल्यांक नियम* अथवा *पारस्परिक समानुपातों* के नियम से सबंध है। इस नियम से भार के अनुसार उन समानुपातो का

पता चलता है जिन समानुपातों में मूलतत्व एक-दूसरे-से संयोजित होते है या एक दूसरे को विस्थापित करते हैं। नीचे दो सरल उदाहरण दिए जा रहे है।

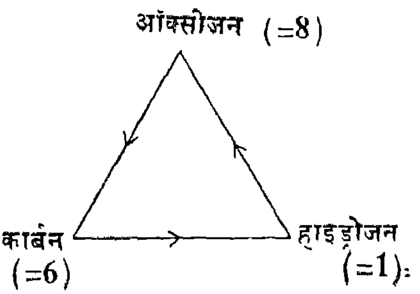
1) ऑक्सीजन हाइड्रोजन और मैग्नीशियम से संयोजित होती है और अम्लो में से मैग्नीशियम द्वारा हाइड्रोजन विस्थापित होती है। इस सबंध को यों दिखाया जा सकता है :



इस प्रकार :

ऑक्सीजन	: मैग्नीशियम	. :	8:12
ऑक्सीजन	: हाइड्रोजन	: :	8·1
मैग्नीशियम	: हाइड्रोजन	: :	12:1

(ii) कार्बन, हाइड्रोजन और ऑक्सीजन एक-दूसरे-से संयोजित होते है और उनका संबंध नीचे दिया जाता है।



इस प्रकार

हाइड्रोजन	: ऑक्सीजन	: :	1:8
हाइड्रोजन	: कार्बन	: :	1:6
कार्बन	: ऑक्सीजन	: :	6 8

ऊपर के उदाहरणों से यह सिद्ध होता है कि दो मूलतत्व (क और ख) के भार जो तीसरे मूलतत्व (ग) के एक ही भार से अलग-अलग संयोजित होते है या उसे विस्थापित करते हैं, वे (क) और (ख) के वही भार हैं जो आपस में एक-दूसरे-से संयोजित होते या उन्हे विस्थापित करते है या उनके सरल गणज हैं। यही तुल्याक या पारस्परिक समानुपात नियम है।

11.4 रासायनिक सूत्र कैसे व्युत्पन्न होते और लिखे जाते है

किसी अकार्बनिक यौगिक (ऑक्साइड, हाइ-ड्राक्साइड, अम्ल, क्षारक या लवण) के दो भाग होते है, एक *धनात्मक भाग* होता है और दूसरा *ऋणात्मक भाग* होता है। प्रत्येक भाग की एक निश्चित सयोजकता (धनात्मक भाग के लिए + और ऋणात्मक भाग के लिए –) होती है और यह एक प्रतीक की भाँति लिखी जाती है। इसलिए किसी यौगिक के उदासीन अण का रासायनिक सूत्र, संयोजकताओं के विपरीत अनुपात में दोनो भागो के प्रतीकों का समूह होगा। नीचे के उदाहरणो से यह बात और स्पष्ट हो जाएगी।

(क) सोडियम सल्फेट के दो भाग होते है :

i) सोडियम जिसे Na^+ लिखा जाता है।

ii) सल्फेट जिसे $SO_4^=$ लिखा जाता है। इसलिए सोडियम सल्फेट के उदासीन अणु का रासा-

यनिक सूत्र होगा $Na_2(SO_4)_1$ या Na_2SO_4

(ख.) कैल्सियम कार्बोनेट के दो भाग होते है :

1) कैल्सियम जिसे लिखा जाता है Ca^{++}

ii) कार्बोनेट जिसे लिखा जाता है $caO_3^{=}$ इसलिए कैल्सियम कार्बोनेट के उदासीन अणु का रासायनिक सूत्र होगा $CaCO_3$।

किसी पदार्थ के सूत्र को जोकि परमाणुओ के सरलतम अनुपात को प्रगट करता है, सरलतम या मूलानुपाती सूत्र कहते हैं और वह सूत्र जो पदार्थ का अणु भार प्रगट करता है, अणु सूत्र कहलाता है ।

अणु सूत्र = n × मूलानुपाती सूत्र

जहाँ n एक सख्या है = $\frac{\text{अणु सूत्र भार या अणु भार}}{\text{मूलानुपाती सूत्र भार}}$

किसी अज्ञात यौगिक का मूलानुपाती सूत्र उसकी प्रतिशत संरचना से व्युत्पन्न होता है जो कि प्रयोगात्मक रूप से यौगिक के विश्लेषण द्वारा निर्धारित की जाती है। सूत्र की व्युत्पत्ति मे निम्न बाते आती है :

(i) यौगिक मे उपस्थित प्रत्येक मूलतत्व के प्रतिशत को उसके परमाणु भार से भाग दीजिए। इससे परमाणु अनुपात निकल आते है।

(ii) इन अनुपातो को उच्चतम समान गुणक से भाग देकर सरलतम समाकल अनुपात मे घटाइए।

समाकल अनुपात सख्याओ सहित जो प्रतीक लिखे जाते हैं, उनसे ही मूलानुपाती सूत्र बनता है। निम्नलिखित उदाहरणो से बात समझ में आ जाएगी।

उदाहरण

किसी लवण में

Na=32·40 प्र० श०

S =22 53 प्र० श०

O =45·07 प्र० श०

Na, S, और O के परमाणु भार क्रमश· 23, 32 और 16 है। लवण का रासायनिक सूत्र निकालिए।

सोपान 1 परमाणु अनुपात है :

$$Na=\frac{32{\cdot}40}{23}=1{\cdot}40$$

$$S=\frac{22{\cdot}53}{32}=0{\cdot}70$$

$$O=\frac{45{\cdot}07}{16}=2{\cdot}81$$

सोपान 2 परमाणु अनुपातों को समाकल अनुपातो मे घटाया जाता है।

$$Na=\frac{1{\cdot}40}{0{\cdot}70}=2 \quad O=\frac{2{\cdot}81}{0{\cdot}70}=4 \text{ लगभग}$$

$$S=\frac{0\ 70}{0{\cdot}70}=1$$

इस प्रकार लवण का मूलानुपाती सूत्र हुआ।

$Na_2\,S_1\,O_4$ या Na_2SO_4

पदार्थों के अणु सूत्र व्युत्पन्न करने के लिए उनके अणु भारो की आवश्यकता होती है, जो कई विधियो से निर्धारित किए जा सकते हैं, जिनका यहाँ उल्लेख संभव नही। अणु भार मूलानुपाती सूत्र भार का गुणक होता है।

$$\text{अर्थात्}\ \frac{\text{अणु भार}}{\text{मूलानुपाती सूत्र भार}}=n$$

इस बारे में विस्तार से विचार इस पुस्तक के भाग–3 मे किया जाएगा जिसमें कार्बनिक यौगिकों पर विचार होगा।

संक्षेप

किसी मूलतत्व का *परमाणु-भार* वह संख्या है जो एक परमाणु के भार को ऑक्सीजन के एक परमाणु के भार के संबंध मे प्रकट करती है जबकि ऑक्सीजन का परमाणु भार 16 माना जाता है ।

किसी मूलतत्व का एक *ग्राम-अणु* ग्रामों में बताया हुआ, उसका रसायनिक अणु भार होता है ।

परमाणु का *परम भार* तो बहुत कम होता है ।

किसी पदार्थ का अणु भार उस पदार्थ के एक अणु का ऑक्सीजन के एक परमाणु के भार (=16·00) से संबधित भार होता है ।

अणु भार *सापेक्ष भार* है । यह एक संख्या होती है ।

ग्राम-अणु ग्रामो मे दिया हुआ अणु-भार होता है । इसे मोल कहते हैं ।

किसी *मूलतत्व का तुल्य भार* मूलतत्व के उतने भागो की संख्या होती है जितने कि ऑक्सीजन के 8 भागो के साथ या अन्य किसी मूलतत्व के तुल्य भार से संयुक्त होते है (H=1·008, Cl=35 45) ।

ग्राम-तुल्य ग्रामों में दिया हुआ तुल्य भार होता है ।

इस अनुपात $\frac{\text{परमाणु भार}}{\text{तुल्य भार}}$ से मूलतत्व की *संयोजकता* मालूम होती है ।

पदार्थ तुल्य समानुपातो मे अभिक्रिया करते हैं ।

एक पदार्थ का तुल्य भार दूसरे पदार्थ के तुल्य भार से अभिक्रिया करता है । इसे तुल्यांक **नियम** कहते हैं ।

तुल्यांक नियम अथवा अन्योन्य समानुपातो के नियम का संबंध भार के अनुसार उन समानुपातों से होता है, जिनमे मूलतत्व परस्पर संयोजित होते है या एक दूसरे को विस्थापित करते है ।

दोहराने के लिए प्रश्न

1. किसी मूलतत्व के परमाणुभार के अर्थ को स्पष्ट कीजिए ।
2. हम ऑक्सीजन (=16 00) को ही मूलतत्वो के परमाणु भार निश्चित करने के लिए मानक क्यो चुनते है और हाइड्रोजन (=1) को क्यों नही ?
3. ग्राम-परमाणु का क्या अर्थ होता है ? उदाहरण द्वारा अपने उत्तर को स्पष्ट कीजिए ।
4. बताइए कि किसी पदार्थ के अणु भार का क्या अर्थ होता है ?

5. 'ग्राम-अणु' और 'मोल' का क्या अर्थ होता है ? उदाहरण देकर स्पष्ट कीजिए।

6. इनके अणु भार बताइए :

(i) H_2SO_4 (ii) NaCl (iii) H_2O (iv) $Na_2CO_3 . 10H_2O$ (v) HNO_3 (vi) $AlCl_3$ (vii) $ZnCl_2$ (viii) $MgSO_4 . 7H_2O$.

7. यह बताइए कि किसी मूलतत्व के तुल्य भार का क्या अर्थ है ?

8. किसी मूलतत्व के परमाणु भार और तुल्य भार में क्या संबंध होता है ?

9. किसी मूलतत्व के ग्राम-तुल्यांक का क्या अर्थ होता है ? उदाहरण देकर स्पष्ट कीजिए।

10 किसी मूलतत्व की संयोजकता को आप उसके परमाणु भार और तुल्य भार की सापेक्षकता में कैसे बताएँगे ?

11. तुल्यांक नियम का वर्णन कीजिए। उदाहरण देकर समझाइए कि किस प्रकार इस नियम से हमें मूलतत्वो के तुल्य भार मालूम करने में सहायता मिलती है।

12. धातु के एक ऑक्साइड में 40 प्रतिशत ऑक्सीजन है। धातु का तुल्य भार निकालिए।

13. दो उदाहरण देकर इस कथन को स्पष्ट कीजिए कि दो मूलतत्वो (क) और (ख) के भार जो एक तीसरे मूलतत्व (ग) के उसी भार के साथ अलग-अलग संयोजित होते हैं या उसे विस्थापित करते हैं, (क) और (ख) के वही भार है जो एक दूसरे से संयोजित होते हैं या एक दूसरे को विस्थापित करते है। इसमें जो नियम लागू हुआ उसका नाम बताइए ?

14. रसायन-शास्त्र में द्रव्यमान का विचार क्यो आवश्यक है ? उदाहरण देकर उत्तर को स्पष्ट कीजिए।

15. संक्षेप में बताइए कि किसी पदार्थ के रसायनिक सूत्र की कैसे उत्पत्ति होती है और यह कैसे लिखा जाता है। उदाहरण देकर समझाइए।

अध्याय 12

परमाणुओं की बनावट

12.1 परमाणु की आधुनिक संकल्पना

डाल्टन ने परमाणुओं के बारे में जो विचार प्रस्तुत किया था उसमे पिछले सौ वर्षों में बहुत अधिक परिवर्तन हुआ है। अब परमाणुओं को अविभाज्य कण नहीं माना जाता। हम जानते हैं कि प्रत्येक परमाणु की अपनी एक विशेष संरचना होती है तथा यह और भी मौलिक कणों का बना होता है। इनमे से सबसे अधिक महत्वपूर्ण ये तीन हैं :

i) इलेक्ट्रान

ii) प्रोट्रान और

iii) न्यूट्रान

12.2 इलेक्ट्रान

इलेक्ट्रान ऋण आवेशी कण होते हैं जो आकार मे अत्यंत सूक्ष्म होते हैं। प्रत्येक इलेक्ट्रान का भार हाइड्रोजन के परमाणु के भार का 1/1845 होता है और इसमे एक इकाई ऋण आवेश (unit negative charge) रहता है। विसर्जन नलिका (discharge tube) का प्रयोग करने वाले परीक्षण द्वारा इलेक्ट्रानो के अस्तित्व को सिद्ध किया जा सकता है।

प्रयोग 1

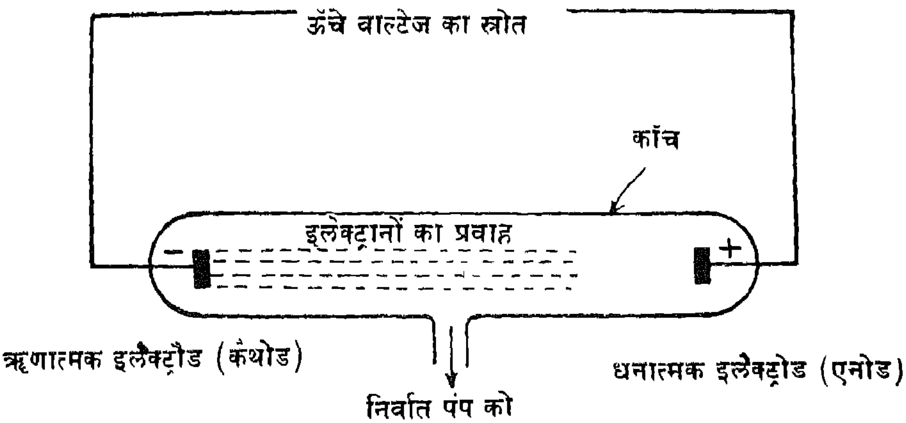
विसर्जन नलिका को जिसमें काँच की नली में धातु के दो इलेक्ट्रोड हों, चित्र–64 की तरह ऊँचे वोल्टेज के स्रोतों से जोड़िए।

नलिका को जितना सभव हो सके निर्वात कीजिए और इलेक्ट्रोडो के बीच में ऊँचे विभव की विद्युत धारा गुजारिए। आप देखेंगे कि ऋणी इलेक्ट्रोड (कैथोड) से नीले से रंग की प्रकाश की रेखाएँ निकलेगी और धन इलेक्ट्रोड (एनोड) की ओर जाएँगे। कैथोड की ओर से किरणे सीधी निकलती दिखाई देगी। यह जाकर नली के सामने की दीवार से टकराएँगी और इससे दीप्ति निकलेगी।

कैथोड किरणों के निम्नलिखित गुणों की ओर ध्यान दीजिए।

(i) जैसा कि चित्र–64 मे दिखाया गया है कि यह सीधी रेखाओ मे आगे बढ़ती है।

(ii) यदि इसके मार्ग में कोई वस्तु रख दी जाए तो चित्र–65 की तरह नली के दूसरे सिरे पर उसकी स्पष्ट छाया पड़ेगी।

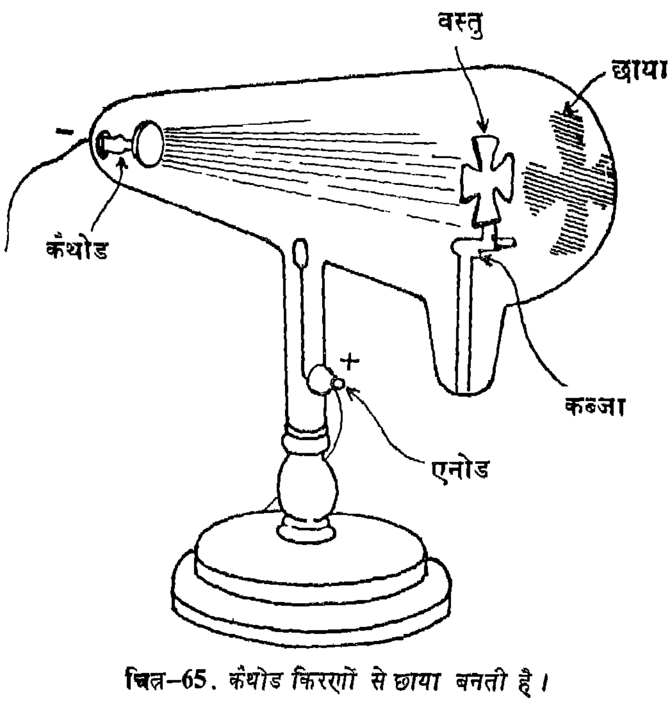


चित्र–64. कैथोड किरण की विसर्जन नलिका

(iii) इनके मार्ग में यदि बहुत हल्का क्षेपनी-चक्र या पैडल पहिया रख दिया जाए तो वह घूमने लगेगा।

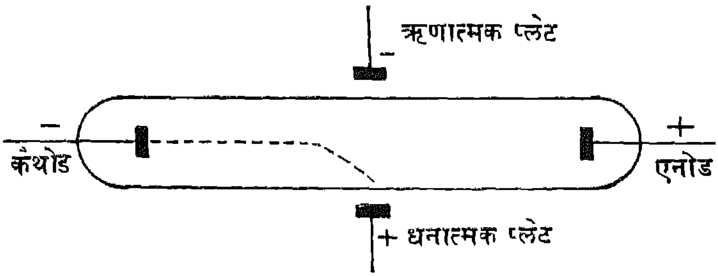
(iv) जब यह किरणें धातु के पन्नी के टुकड़े से टकराती है तो पन्नी गर्म हो जाती है।

(v) चुबकीय अथवा विद्युत क्षेत्रों से विक्षेपित



चित्र–65. कैथोड किरणों से छाया बनती है।

हो जाती है। विक्षेप की वही विशेषता होगी, जो ऐसे अर्थात्, चुबकीय अथवा विद्युत क्षेत्रो मे से ऋण आवेशी कणों के गुजरने पर होती है जैसा कि चित्र–66 में दिखाया गया है।



चित्र–66. ऋणी प्लेट से इलेक्ट्रान प्रतिकर्षित है और धनी प्लेट से आकर्षित होते है।

कैथोड किरणो के उपर्युक्त गुणों को इस प्रकार बहुत अच्छी तरह समझाया जा सकता है कि ये किरणें पदार्थ के छोटे-छोटे कणो की धाराओं से मिलकर बनती है जो ऋण आवेशी होती है। इन कणो को इलेक्ट्रान कहते है। जब कुछ धातुओ को गर्म किया जाता है तो शीघ्र ही इलेक्ट्रान उत्पन्न हो जाते है और इस सिद्धांत का इलेक्ट्रानिक युक्तियो में प्रयोग किया जाता है।

सब परमाणुओ का इलेक्ट्रान एक भाग होता है और उन्हें किसी भी परमाणु से पृथक किया जा सकता है।

12.3 प्रोटान

प्रोटानो में धनी आवेश होता है। प्रत्येक प्रोटान में इकाई द्रव्यमान या हाइड्रोजन के परमाणु के लगभग बराबर द्रव्यमान होता है। प्रोटान भी सभी परमाणुओ मे होते हैं। पहली बार प्रोटानो को सन् 1886 में गोल्डस्टीन ने विसर्जन नलिका मे देखा था जिसमे सछिद्र कैथोड था। प्रोटानों की किरणे कैथोड के छिद्रो मे से गुजरती देखी गई।

सन् 1919 में लार्ड रदरफोर्ड ने इस बात का पक्का प्रमाण प्रस्तुत किया कि परमाणुओं में प्रोटान होते है और जब नाइट्रोजन और ऐल्युमिनियम के परमाणुओ पर रेडियम से निकले हुए α कणों में बम्बारी की जाती है तो प्रोटान निकलते हैं।

12.4 न्यूट्रान

न्यूट्रान भी परमाणु संरचना की इकाइयाँ हैं। इनमें भी द्रव्यमान होता है किन्तु आवेश नहीं होता। इनकी खोज सन् 1932 में एक ब्रिटिश भौतिक विज्ञानी सर जेम्स चैडविक ने की थी।

यही तीन प्रकार के कण हैं जिनसे सभी ज्ञात परमाणु मिल कर बने होते है। इस प्रश्न पर इस शताब्दी के आरंभ मे बहुत विचार-विमर्श हुआ कि परमाणुओ में इन तीनो की क्या व्यवस्था होती है। रदरफोर्ड मे इनकी व्यवस्था का एक चित्र प्रस्तुत किया और इसे नीलूस-बोहर ने और परिवर्धित किया। *रदरफोर्ड–बोहर संरचना* को स्वीकार किया जा चुका है। इसके अनुसार प्रत्येक परमाणु में एक छोटा-सा केंद्रक होता है, जिसमें प्रोटान या न्यू-

ट्रान रहते है और यह धनी आवेशी होता है। प्रोटानों के कारण धनी आवेश होता है। केंद्रक के चारों ओर काफी स्थान रहता है। इस स्थान में केंद्रक के चारो ओर निश्चित कक्षाओं या कोष में इलेक्ट्रान रहते हैं। इन कक्षाओं के क्रम से K,L,M,N,O,P, नाम होते है। इन कक्षाओं में रहने वाले कुल इलेक्ट्रानों की संख्या केंद्रक में रहने वाले कुल प्रोटानों की सख्या के बराबर होती है। इसका परिणाम यह होता है कि परमाणु विद्युत-उदासीन रहता है और इसका द्रव्यमान केंद्रक मे केंद्रित रहता है। परमाणु द्रव्यमान =प्रोटानो की सख्या+इलेक्ट्रानो की संख्या। परमाणु का जो नैट धनी आवेश होता है उससे मूलतत्व के *परमाणु क्रमाक* का पता चलता है। परमाणु क्रमांक=प्रोटानो की सख्या=कक्षा में इलेक्ट्रानो की संख्या। परमाणु की बनावट के इन लक्षणो को चित्र-67 में दिखाए गए सरल उदाहरणो द्वारा व्यक्त किया जा सकता है।



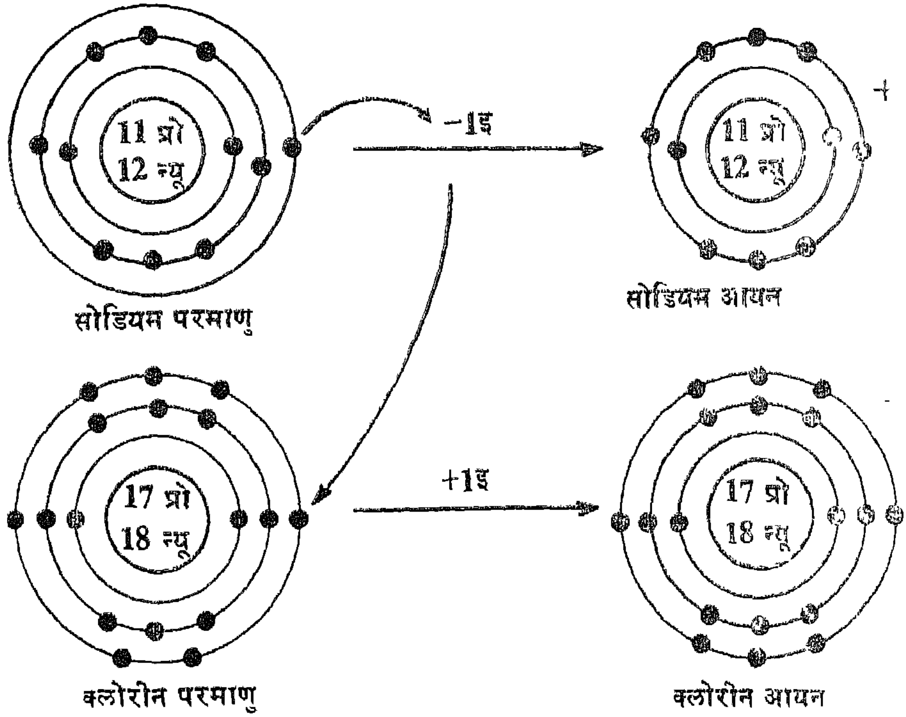
चित्र-67 कुछ परमाणुओं की बनावट

किसी भी मूलतत्व की कक्षा मे इलेक्ट्रोनो की एक अधिकतम सख्या रह सकती है। यह इस प्रकार $2n^2$ में प्रकट की जाती है। इसमें n कक्षा की संख्या है।

इस प्रकार इलेक्ट्रानो की वह संख्या जो परमाणु की विभिन्न कक्षाओं में रह सकते हैं इस प्रकार है ·

कक्षा	*n* का मूल्य	कक्षाओं में इलेक्ट्रानों की अधिकतम संख्या
K	1	$2\times1^2=2$
L	2	$2\times2^2=8$
M	3	$2\times3^2=18$
N	4	$2\times4^2=32$

बड़े परमाणुओ में भीतरी कक्षा बाहरी कक्षा के बनने से पहले ही पूरी हो जाती है। सबसे बाहर वाली कक्षा मे 8 से अधिक इलेक्ट्रान नही हो सकते। और इससे भीतर वाली में 18 से अधिक इलेक्ट्रान नहीं हो सकते।



चित्र–68. इलेक्ट्रानों मे स्थानांतरण द्वारा रसायनिक संयोजन

12.5 संयोजकता का इलेक्ट्रानिक सिद्धांत

अधिकांश रसायनिक अभिक्रियाओं में परमाणु के केवल सबसे बाहर के कक्षा के इलेक्ट्रान ही भाग लेते हैं। इसी कारण इन्हें संयोजकता इलेक्ट्रान कहा जाता है। जिन परमाणुओं की सबसे बाहरी कक्षा में 8 इलेक्ट्रान होते हैं, वे पर्याप्त निष्क्रिय होते हैं। उदाहरण के लिए Ne, A, Kr, Xe। हीलियम सबसे छोटी होती है और इसकी सबसे बाहरी कक्षा में केवल दो ही इलेक्ट्रान होते हैं, फिर

भी यह स्थायी होती है।

रसायनिक अभिक्रियाओं मे सामान्य सिद्धात यह लागू होता है कि परमाणु की सबसे बाहरी कक्षा मे 8 इलेक्ट्रान पूरे करने की आवश्यकता होती है। हाइड्रोजन जैसे छोटे परमाणु के बारे मे 2 इलेक्ट्रानो से ही काम चल जाता है। इससे स्थायित्व उत्पन्न होता है और यह दो प्रकार से हो सकता है।

i) इलेक्ट्रानों के *स्थानांतरण* से। उदाहरण के लिए जैसा कि चित्र-68 में दिखाया गया है सोडियम क्लोराइड बनने मे सोडियम व क्लोरीन सयोजित होते है। सोडियम (Na) का एक परमाणु एक इलेक्ट्रान होता है और क्लोरीन (Cl) का परमाणु यह एक इलेक्ट्रान पा लेता है। इस प्रकार इलेक्ट्रान का स्थानातरण इस ढंग से होता है :

$Na \xrightarrow{-1e} Na^{+}$
परमाणु

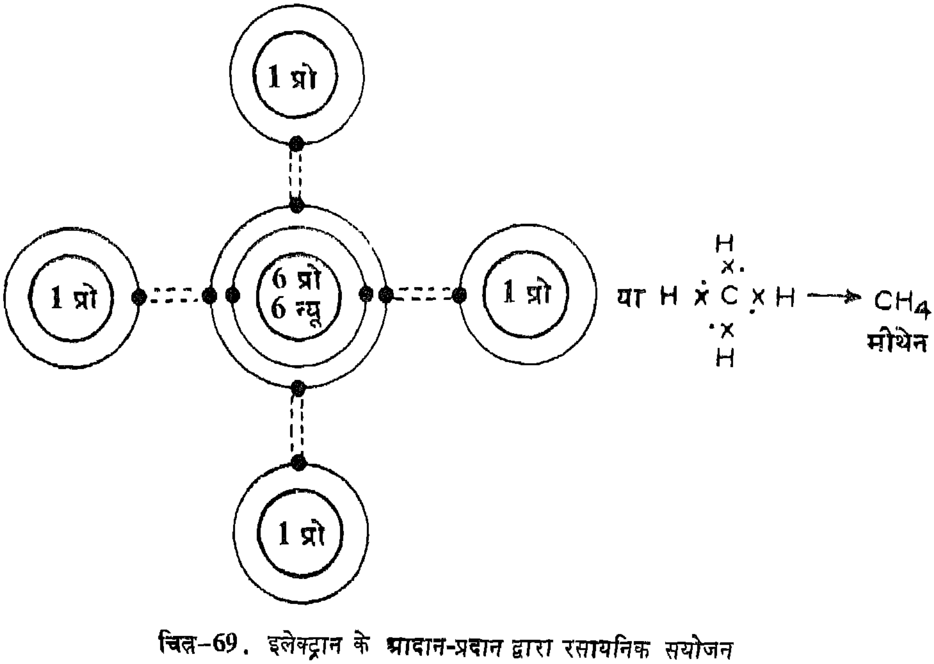
$Cl \xrightarrow{+1e} Cl^{-}$
परमाणु आयन

$\rightarrow$ NaCl (उदासीन परमाणु)

इस प्रकार के संयोजन को *वैद्युत संयोजन* कहते है और संयोजकता को *वैद्युत संयोजकता* कहते है।

ii) इलेक्ट्रानों के *आदान-प्रदान* से। उदाहरण के लिए कार्बन व हाइड्रोजन से मिलकर एक यौगिक *मीथेन* बनता है।

एक कार्बन परमाणु के चार इलेक्ट्रानो और चार हाइड्रोजन परमाणुओ के चार इलेक्ट्रानो का आदान-प्रदान उस ढग से होता है जैसा कि चित्र-69 मे दिखाया गया है।



चित्र-69. इलेक्ट्रान के आदान-प्रदान द्वारा रसायनिक सयोजन

इस प्रकार का संयोजन *सह संयोजन* कहलाता है और संयोजकता को *सह संयोजकता* कहते हैं।

संयोजकता की आधुनिक सकल्पना उपर्युक्त रसायनिक संयोजन के सिद्धांत पर आधारित है। किसी भी मूलतत्व की संयोजकता की सख्या उन इलेक्ट्रानो की संख्या है जो उस तत्व का परमाणु खोता, पाता या आदान-प्रदान करता है। आगे के उदाहरण से इसे समझाया जा सकता है:

(i) *सोडियम और क्लोरीन का संयोजन*। सोडियम का परमाणु एक इलेक्ट्रान खोता है और क्लोरीन का परमाणु यही एक इलेक्ट्रान प्राप्त कर लेती है, इसलिए सोडियम की सयोजकता एक है और क्लोरीन की भी एक ही है।

(ii) *कार्बन और हाइड्रोजन का संयोजन*। कार्बन का परमाणु अपने चार इलेक्ट्रान देता है और हाइड्रोजन के परमाणु के चार इलेक्ट्रान लेता है। इस प्रकार कार्बन की संयोजकता चार हुई।

संक्षेप

इलेक्ट्रान एक ऋणात्मक कण है, जिसका द्रव्यमान हाइड्रोजन परमाणु के 1/1845 के बराबर होता है। *प्रोटान* धनाविष्ट मौलिक कण होता है और इसका एकाक द्रव्यमान होता है।

न्यूट्रान विद्युत उदासीन कण होता है और इसका द्रव्यमान प्रोटान और इलेक्ट्रान के द्रव्यमानो के योग के बराबर होता है। इसका द्रव्यमान लगभग एकांक होता है।

किसी मूलतत्व का *परमाणु एकांक* उसके केंद्रक मे उपस्थित न्यूट्रानो और प्रोटानो के जोड के बराबर होता है।

किसी मूलतत्व का *परमाणु क्रमाक* उतना ही होता है जितना केन्द्रक मे प्रोटानो की सख्या होती है अथवा केन्द्रक के बाहर इलेक्ट्रानो की संख्या होती है। यही केन्द्रक का नेट (net) धनावेश होता है।

रदरफोर्ड के न्यूक्लीय सिद्धांत मे, जिसे बोहर ने परिवर्धित किया, कहा गया है:

i) परमाणु में छोटा-सा संहत केन्द्रक होता है जिसमे प्रोट्रान और न्यूट्रॉन होते हैं और प्रोटानो के कारण इसमें धनावेश होता है।

ii) केन्द्रक के चारो ओर काफी अतराल रहता है।

iii) इस अंतराल में इलेक्ट्रान निश्चित कक्षाओ मे घूमते है।

iv) कक्षाओं में जो इलेक्ट्रान होते है, उनकी सख्या केन्द्रक मे प्रोटानो की संख्या के बराबर होती है। इस प्रकार एक परमाणु विद्युत उदासीन होता है।

v) इलेक्ट्रान केन्द्रक से अपेक्षाकृत काफी दूर रहते हैं।

vi) परमाणु का कम-से-कम 99.9 प्र० श० द्रव्यमान केन्द्रक मे रहता है। रसायनिक

अभिक्रियाएँ सबसे बाहरी कक्षा में इलेक्ट्रानों के स्थानांतरण या आदान-प्रदान के कारण होती हैं।

इलेक्ट्रानों के स्थानातरण से वैद्युत संयोजक बंधन उत्पन्न होता है। इलेक्ट्रानों के अदान-प्रदान से सह-संयोजक बंधन उत्पन्न होता है।

किसी मूलतत्व का संयोजकता क्रमांक इलेक्ट्रानो की वह संख्या है जितनी में इलेक्ट्रान खोए या पाए जाते हैं या जितनो का आदान-प्रदान होता है।

दोहराने के लिए प्रश्न

1. परमाणु में उपस्थित महत्वपूर्ण मौलिक कणो के नाम बताइए।
2. इसका क्या अर्थ होता है :

   i) इलेक्ट्रान ii) प्रोटान iii) न्यूट्रान vi) परमाणु क्रमाक v) केन्द्रक
3. यह भी बताइए कि डाल्टन का परमाणु सिद्धांत क्यो परिवर्धित किया गया।
4. परमाणु की रदरफोर्ड-बोहर संकल्पना का वर्णन कीजिए। हाइड्रोजन, ऑक्सीजन, नाइट्रोजन, कार्बन, सल्फर और फॉस्फोरस के परमाणु के उदाहरण देकर इसे स्पष्ट कीजिए।
5. संयोजकता की आधुनिक संकल्पना क्या है? उदाहरण देकर समझाइए।
6. क्या परमाणु वैद्युत उदासीन होता है। यदि हाँ तो क्यो?
7. सयोजकता इलेक्ट्रान क्या होते है? रसायनिक अभिक्रियाएँ कैसी होती है? उदाहरण देकर अपने उत्तर को स्पष्ट कीजिए।
8. निम्नलिखित परमाणुओं मे इलेक्ट्रानों, प्रोटानो और न्यूट्रानों की संख्या बताइए :

   i) हाइड्रोजन, ii) हीलियम iii) ऑक्सीजन iv) गंधक (सल्फर)
9. इस कथन की पुष्टि कीजिए कि परमाणु का द्रव्यमान केन्द्रक में सांद्रित होता है।
10. परमाणु की संरचना द्रव्य के मौलिक कणो के ज्ञान पर आधारित होती है। उदाहरण देकर समझाइए।

अध्याय 13

मूलतत्वों का आवर्ती वर्गीकरण

13.1 मूलतत्वों का वर्गीकरण (मैंडलीव की आवर्ती तालिका)

आरंभ में ज्ञात मूलतत्वों की संख्या बहुत कम थी। इस कारण रसायन-शास्त्र का अध्ययन भी सरल था। किन्तु पिछली एक शताब्दी मे अधिकाधिक मूलतत्वों की खोज हुई और इस कारण उनके वर्गीकरण की आवश्यकता अनुभव की गई, अन्यथा रसायन का अध्ययन कठिन होता। इस विषय में कुछ आरभिक प्रयत्न सफल नही रहे। सबसे महत्वपूर्ण वर्गीकरण एक रूसी रसायनज्ञ *मैंडलीव* ने किया और इसको *मैंडलीव की आवर्ती प्रणाली* या तालिका का नाम दिया गया। उसने तत्वो को उनके बढ़ते हुए परमाणु भारो के क्रम से तालिका में स्थान दिया, किन्तु इस क्रम से रसायनिक गुणो के आधार पर कुछ परिवर्तन भी किया। उसने देखा कि *समान गुणों की आवर्ती* रूप से पुनरावृत्ति होती है। अतः इस तालिका को आवर्ती वर्गीकरण की संज्ञा दी गई।

काफी समय तक मैंडलीव की आवर्ती तालिका उपयोगी बनी रही, किन्तु आगे चलकर नए-नए अनुसंधान होने से परिवर्तन की आवश्यकता पड़ी।

13.2 आवर्ती तालिका

सन् 1914 मे एक ब्रिटिश वैज्ञानिक मोसले ने परमाणु क्रमांकों का एक नया विचार सामने रखा। उसने कहा कि मूलतत्वों के रसायनिक गुणों के निर्धारण में परमाणु भारों की अपेक्षा परमाणु क्रमांक अधिक मौलिक है। इसलिए ज्ञात मूलतत्वो को बढ़ते हुए परमाणु भारो की अपेक्षा बढ़ते हुए परमाणु क्रमांको के अनुसार विन्यास किया गया है। नए खोजे गए मूलतत्व भी इस व्यवस्था में ठीक बैठ गए। इसीसे आधुनिक आवर्ती तालिका बनी जिसका आधार है नया आवर्ती नियम। *नया आवर्ती नियम है : 'जब तत्वों को बढ़ते हुए परमाणु क्रमांकों के अनुसार रखा गया तो यह पाया गया कि उनके गुणों की आवर्ती रूप से पुनरावृत्ति होती है।'* इस चार्ट में मूलतत्व ऐसे वर्गों में रखे गए हैं जिनके गुण समान हैं।

इस तालिका में प्रत्येक तत्व की स्थिति से उसका परमाणु क्रमांक प्रगट होता है। मोसले की एक्स-रे विधि से इस क्रमांक का स्वतंत्र रूप से भी निर्धारण किया जा सकता है। परमाणु क्रमांक धनी आवेशों के बराबर अथवा परमाणु के केंद्रक में प्रोटानों की संख्या के बराबर या केंद्रक के बाहर इलेक्ट्रानों की संख्या के बराबर होता है।

अभी तक के ज्ञात मूलतत्वों का आवर्ती वर्गीकरण पृष्ठ 126-127 पर दिया गया है। इसमें मूल-

तत्वो के सात आवर्त या श्रेणियाँ (क्षैतिज पंक्तियाँ) और नौ समूह (खडे कालम) होते है।

वे तत्व जो प्ररूपी मूलतत्व है मुख्य समूहों में से है और वे जो कि सक्रमण मूलतत्व कहलाते है, उपसमूहो मे आते है। समूहो को शून्य से 8 तक की सख्या दी गई है और बहुतो के उपसमूह 'क' और 'ख' भी है।

इस तालिका की महत्वपूर्ण विशेषता यह है कि एक समूह के तत्वो की एक ही संयोजकता और एक से गुण होते है। इसके कुछ उदाहरण इस प्रकार है :

i) *ऐसे अक्रिय मूलतत्व जिनकी सबसे बाहरी कक्षा पूर्ण है और रसायनिक क्रिया नही करते।*

ii) वे *वैद्युत धनात्मक तत्व जिनके एक, दो या तीन सयोजकता इलैक्ट्रान होते है।* ये धातुएँ होती है। धनात्मक आयन बनाने के लिए ये इलेक्ट्रान खोते है।

iii) वे *वैद्युत ऋणात्मक तत्व जिनके छः या सात सयोजकता इलेक्ट्रान होते हैं।* ये अधातुएँ होती है, जैसे ऑक्सीजन, गधक (सल्फर) और हैलोजन। ऋणात्मक आयन बनाने के लिए ये इलेक्ट्रान ग्रहण करते है। समूह 'क' मे जो मूलतत्व हैं वे कुछ सीमा तक उसी क्रमांक के 'ख' समूह के संगत तत्वो से मिलते-जुलते होते है।

13.3 श्रेणियों और समूहों में स्थित मूलतत्वों के गुण

श्रेणियो मे जो मूलतत्व स्थित है, उनके गुणो में काफी अतर होता है। एक श्रेणी मे जो मूलतत्व है उनका परमाणु क्रमाक जैसे-जैसे बढता जाता है, वैसे-वैसे उनके धात्विक अभिलक्षण घटते जाते है। उदाहरण के लिए सोडियम और मैग्नीशियम धातुएँ है जबकि गधक और क्लोरीन अधातुएँ है। प्रत्येक श्रेणी पूरी तरह पूर्ववर्ती श्रेणी से मिलती-जुलती होती है। एक समूह में जो मूलतत्व आते है उनके गुण आपस मे मिलते-जुलते होते है किन्तु वे अन्य समूहो के मूलतत्वो के गुणो से भिन्न होते है। उदाहरण के लिए समूह 1 में जो तत्व है उनके गुण समूह 7 के तत्वो के गुणों से भिन्न होते है। समूह 1 में जो तत्व है उनके धातुओं के प्ररूपी गुण होते हैं और समूह 7 के तत्वों मे अधातुओ के गुण होते है। एक ही समूह या परिवार के मूलतत्वो के रसायनिक और भौतिक गुण बहुत कुछ समान होते है। किन्तु जैसे-जैसे परमाणु क्रमाक बढ़ता जाता है धीरे-धीरे और नियमित रूप से उनके गुणो में परिवर्तन होता जाता है। गुणो की यह समानता इस कारण होती है कि एक ही समूह के मूलतत्वों की सबसे बाहरी कक्षा अथवा संयोजकता कक्षा में इलेक्ट्रान की व्यवस्था एक जैसी होती है। इस बारे में इस पुस्तक के अगले भागो में अधिक विस्तार से विचार किया जाएगा।

संक्षेप

मेंडलीव ने बढ़ते हुए परमाणु-भार के क्रम से मूलतत्वों का वर्गीकरण किया।
आधुनिक आवर्ती तालिका परमाणु क्रमाकों के आधार पर बनाई गई है।

आवर्ती नियम यह बताता है कि मूलतत्वों के गुण उनके परमाणु क्रमांको के आवर्ती कर्म है। मूलतत्व बढते हुए परमाणु क्रमांकों के अनुसार व्यवस्थित है। वे समूहो और श्रेणियो में रखे गए है। खड़े स्तंभो (कालमों) से समूह बनते हैं और क्षैतिज पंक्तियो से *श्रेणियाँ* बनती हैं।

समूह नौ और श्रेणियाँ सात हैं।

एक समूह के तत्वों की संयोजकता एक होती है और न्यूनाधिक रूप में उनके गुण भी एक से होते हैं।

एक श्रेणी के तत्वों की परमाणु संरचना भिन्न-भिन्न होती है और उनके गुण भी काफी भिन्न होते हैं।

दोहराने के लिए प्रश्न

1. मूलतत्वो के वर्गीकरण की तालिका की आवश्यकता क्यों पड़ी ?
2. मैंडलीव की आवर्ती तालिका का आधार क्या था ?
3. यह बताइए कि मैंडलीव प्रणाली मे परिवर्धन की आवश्यकता क्यो पडी ?
4. आधुनिक आवर्ती नियम क्या है ? पुराने नियम से इसमे क्या भिन्नता है ?
5. वर्गीकरण की प्रणालियों को मूलतत्वों का मैंडलीव आवर्ती वर्गीकरण क्यों कहा गया है ?
6. परमाणु क्रमांक का क्या अर्थ है। उदाहरण देकर अपने उत्तर को स्पष्ट कीजिए।
7. मूलतत्वो का समूह क्या होता है ? मूलतत्वो की श्रेणी किसे कहते है ? आवर्ती तालिका में कितने समूह हैं।
8. एक समूह के तत्वों के गुण समान होते हैं किन्तु एक श्रेणी के तत्वों के गुण असमान होते है, ऐसा क्यो ?
9. इसका क्या अर्थ है कि एक समूह का जो क्रमांक होता है वही उस समूह के मूलतत्वो की संयोजकता होती है ?
10. संक्षेप में बताइए कि आवर्ती प्रणाली में मूलतत्वों के धात्विक अभिलक्षणों मे कैसे परिवर्तन होता है। उन तत्वो के नाम बताइए जो सबसे अधिक और सबसे कम अभिक्रियाशील होते हैं।

आवर्त्ती

आवर्त	वर्ग Iक	वर्ग IIक	वर्ग IIIक	वर्ग IVक	वर्ग Vक	वर्ग VIक	वर्ग VIIक	
1	1 हाइड्रोजन (H) 1.008							
2	3 लिथियम (Li) 6.94	4 बैरिलियम (Be) 9.01						
3	11 सोडियम (Na) 23.00	12 मैग्नीशियम (Mg) 24.3						
4	19 पोटासियम (K) 39.1	20 कैल्सियम (Ca) 40.1	21 स्केण्डियम (Sc) 45.0	22 टिटानियम (Ti) 47.9	23 वेनेडियम (V) 50.9	24 क्रोमियम (Cr) 52.0	25 मैंगेनीज (Mn) 54.9	26 लोहा (Fe) 55.8
5	37 रूबीडियम (Rb) 85.5	38 स्ट्रान्शियम (Sr) 87.6	39 इट्रियम (Y) 88.9	40 जरकोनियम (Zr) 91.2	41 नायोबियम (Nb) 92.9	42 मोलिब्डियम (Mo) 95.9	43 टेक्नेटियम (Tc) 99.00	44 रूथीनियम (Ru) 101.1
6	55 सैसियम (Cs) 132.9	56 बेरियम (Ba) 137.3	57* लेन्थेनम (La) 138.9	72 हैफनियम (Hf) 178.5	73 टैंटेलम (Ta) 180.9	74 टंगस्टन (W) 183.9	75 रीनियम (Re) 186.2	76 ऑस्मियम (Os) 190.2
7	87 फ्रैन्सियम (Fr) 223	88 रेडियम (Ra) 226	89** ऐक्टिनियम (Ac) 227					
	*लैन्थेनाइड श्रेणी	58 सीरियम (Ce) 140.1	59 प्रेजिओडिमियम (Pr) 140.9	60 निओडिमियम (Nd) 144.2		61 प्रोमेथियम (Pm) (147)	62 समेरियम (Sm) 150.4	63 यूरोपियम (Eu) 152.0
	**ऐक्टीनाइड श्रेणी	90 थोरियम (Th) 232.0	91 प्रोटेक्टेनियम (Pa) (231)	92 यूरेनियम (U) 238.0		93 नेपट्यूनियम (Np) (237)	94 प्लूटोनियम (Pu) (242)	95 ऐमेरीशियम (Am) (243)

टिप्पणी : ब्रेकेट में दिए गए अंक समास्थानिक (Isotope) के परमाणु भार को दर्शाते है ।

तालिका

वर्ग VIII		वर्ग Iख	वर्ग IIख	वर्ग IIIख	वर्ग IVख	वर्ग Vख	वर्ग VIख	वर्ग VIIख	वर्ग 0
									2 हीलियम **(He)** 4.00
				5 बोरॉन **(B)** 10.8	6 कार्बन **(C)** 12.01	7 नाइट्रोजन **(N)** 14.01	8 आक्सीजन **(O)** 16.00	9 फ्लूरिन **(F)** 19.0	10 निऑन **(Ne)** 20.2
				13 एल्युमिनियम **(Al)** 27.0	14 सिलिकॉन **(Si)** 28.1	15 फॉस्फोरस **(P)** 31.0	16 गन्धक **(S)** 32.1	17 क्लोरीन **(Cl)** 35.5	18 आर्गन **(Ar)** 39.9
27 कोबाल्ट **(Co)** 58.9	28 निकल **(Ni)** 58.9	29 ताँबा **(Cu)** 63.5	30 जस्त **(Zn)** 65.4	31 गैलियम **(Ga)** 69.7	32 जर्मेनियम **(Ge)** 72.6	33 आर्सेनिक **(As)** 74.9	34 सिलीनियम **(Se)** 79.0	35 ब्रोमाइन **(Br)** 79.9	36 क्रिपटन **(Kr)** 83.8
45 राडियम **(Rh)** 102.9	46 पैलेडियम **(Pd)** 1.064	47 चादी **(Ag)** 107.9	48 कैडमियम **(Cd)** 112.4	49 इंडियम **(In)** 114.8	50 टीन **(Sn)** 118.7	51 एटीमोनी **(Sb)** 121.8	52 टेल्यूरियम **(Te)** 127.6	53 आयोडिन **(I)** 126.9	54 जेनान **(Xe)** 131.3
77 इरिडियम **(Ir)** 192.2	78 प्लेटिनम **(Pt)** 195.1	79 सोना **(Au)** 197.0	80 पारा **(Hg)** 200.6	81 थैलियम **(Tl)** 204.4	82 सीसा **(Pb)** 207.2	83 बिस्मथ **(Bi)** 209.0	84 पोलोनियम **(Po)** (209)	85 ऐस्टेटाइन **(At)** (210)	86 रेडॉन **(Rr)** (222)

64 गैडोलीनियम **(Gd)** 157.3	65 टर्बियम **(Tb)** 158.9	66 डिस्प्रोसियम **(Dy)** 162.5	67 होलमियम **(Ho)** 164.9	68 एरबियम **(Er)** 167.3	69 थूलियम **(Tm)** 168.9	70 इटर्बियम **(Yb)** 173.0	71 ल्यूटिशियम **(Lu)** 175.0
96 क्यूरियम **(Cm)** (247)	97 बर्केलियम **(Bk)** (245)	98 केलिफोर्नियम **(Cf)** (251)	99 आइन्सटाइनियम **(Es)** (254)	100 फर्मियम **(Fm)** (253)	101 मेंडेलेवियम **(Md)** (256)	102 नोबेलियम **(No)** (254)	103 लारेंसियम **(Lw)** (257)

परिशेषिका

कुछ महत्वपूर्ण वस्तुनिष्ठ प्रश्न

1. निम्नलिखित कथनों के अलग-अलग कारण बताते हुए समीक्षा कीजिए :

   i) वायु ऑक्सीजन और नाइट्रोजन का यौगिक है।

   ii) कार्बन डाइऑक्साइड यौगिक नहीं बल्कि कार्बन और ऑक्सीजन का मिश्रण है।

   iii) ऑक्सीजन जीवन की सहायक है।

   iv) श्वास के साथ भीतर जाने वाली वायु मे बाहर निकलने वाली वायु की अपेक्षा अधिक ऑक्सीजन होती है।

   v) श्वास के साथ बाहर निकलने वाली वायु में भीतर जाने वाली वायु की अपेक्षा अधिक कार्बन डाइऑक्साइड होती है।

2. कारण देते हुए समझाएँ, ऐसा क्यों होता है :

   i) नदी के पानी मे साबुन के घोल में झाग काफी उठते हैं।

   ii) समुद्र के पानी मे साबुन के घोल से झाग उठने के बजाए गाढ़ा अवक्षेप बनता है।

   iii) जब पानी का वैद्युत अपघटन होता है तो इससे ऑक्सीजन और हाइड्रोजन निकलती है जो आयतन के अनुसार 1 : 2 के अनुपात मे होती है और भार के अनुसार 8 : 1 के अनुपात मे।

   iv) पानी एक यौगिक है, और ऑक्सीजन और हाइड्रोजन मूलतत्व।

   v) जब गर्म लोहे की रेतनो पर से भाप गुजारी जाती है तो हाइड्रोजन निकलती है।

3. यह बताइए कि नीचे लिखे कथनो मे से कौन-से सही हैं। जो गलत हैं उन्हे ठीक कीजिए। प्रत्येक के बारे में कारण बताइए :

   i) हीरा (डायमड), ग्रेफाइट और कोयला (चारकोल) एक ही मूलतत्व के भिन्न-भिन्न प्रकार हैं।

ii) जीवन के लिए कार्बन डाइग्राक्साइड गैस ग्रनिवार्य है। कार्बन ऊर्जा का स्रोत है।

iii) कार्बन डाइग्राक्साइड ज्वलनशील गैस है ग्रौर कार्बन मोनोग्राक्साइड प्रज्वलन मे सहायक होती है।

4. नीचे लिखे कथनो को ठीक कीजिए ग्रौर प्रत्येक के बारे में कारण दीजिए :

i) गधक (सल्फर) पानी में घुल जाती है।

ii) सल्फर डाइग्राक्साइड पानी मे घुल जाती है, जिससे क्षारीय घोल बनता है।

iii) जब सल्फर डाइग्राक्साइड को बिना बुझे चूने पर से गुजारा जाता है तो यह सूख जाती है।

iv) जब सल्फर (गंधक) को वायु में जलाया जाता है तो हाइड्रोजन सल्फाइड बन जाता है।

5 बताइए कि नीचे लिखे कथनो में कौन-से सही हैं। जो गलत हे उन्हें ठीक कीजिए। प्रत्येक के बारे मे कारण दीजिए :

i) फॉस्फोरस धातु है।

i) फॉस्फोरस प्रकृति के शुद्ध रूप मे मिलती है।

iii) लाल फॉस्फोरस सफेद फॉस्फोरस से ग्रधिक विषैली होती है।

iv) जब फॉस्फोरस को वायु मे जलाया जाता है तो इससे जो उत्पाद बनता है, वह पानी में घुल जाता है ग्रौर उससे ग्रम्लीय घोल बनता है।

v) स्फुरदीप्ति (फॉस्फोरेसेंस) फॉस्फोरस के मद ग्रॉक्सीकरण की प्रक्रिया है।

6. निम्नलिखित कथनो को ठीक कीजिए :

i) सभी धातुएँ ठोस मूलतत्व है।

ii) ऐल्युमिनियम धातु प्रकृति में शुद्ध रूप में मिलती है।

iii) सभी धातुएँ ग्रम्लो ग्रौर क्षारो मे घुल जाती है।

iv) लोहे के लवण के घोल मे से ताँबा लोहे को विस्थापित कर देता है ग्रौर जस्त चॉदी को विस्थापित कर देता है।

v) सोना हाइड्रोक्लोरिक एसिड ग्रौर नाइट्रिक एसिड में घुल जाता है।

7. नीचे लिखे कथनो को पूरा कीजिए :

i) ग्रम्ल क्षारक से ग्रभिक्रिया करके—ग्रौर—बनाता है।

ii) ग्रम्ल—लिटमस को—बना देता है ग्रौर क्षारक घोल—लिटमस को—कर देता है।

iii) नमक—ग्रौर—से बनता है।

iv) जब नाइटर को सान्द्रित सल्फ्यूरिक एसिड के साथ गर्म किया जाता है तो—ग्रौर—बनते हैं।

v) जब नमक के घोल को सिल्वर नाइट्रेट में मिलाया जाता है तो इससे—बनता है ग्रौर

ठोस नमक जब सांद्रित सल्फ्यूरिक एसिड मे मिलाया जाता है तो—बनता है।

vi) जब कॉपर सल्फेट के क्रिस्टल गर्म किए जाते हे तो—श्रौर—निकलते हे । जब संलीन कैल्सियम क्लोराइड नम वायु को प्रभाव्य किया जाता है तो यह—को सोख लेता है श्रौर—हो जाता है। ग्लाबर साल्ट जब वायु को प्रभाव्य होता है तो इससे—निकलता है श्रौर यह—हो जाता है।

vii) जब जिप्सम को 120° सें० तक गर्म किया जाता है तो—बनता है श्रौर यह उत्पाद पानी के साथ मिलकर—होगा।

8. निम्नलिखित कथनों को पूरा कीजिए:

i) नैफ्थलीन—है श्रौर—के काम श्राता है।

ii) कार्बनिक यौगिको में—श्रनिवार्य श्रवयव होता है।

iii) सक्रोज—है श्रौर जब इसे सांद्रित सल्फ्यूरिक एसिड के साथ गर्म किया जाता है तो —बनता है।

9. नीचे लिखे कथनों को पूर्ण कीजिए:

i) द्रव्य के सबसे छोटे कण को—कहते है श्रौर एक दो या श्रधिक परमाणुश्रों के समूह को—कहते हैं।

ii) एक ही मूलतत्व के परमाणु—होते हैं श्रौर भिन्न-भिन्न तत्वों के—होते हैं।

iii) 2·4 ग्राम मैग्नीशियम 1·6 ग्राम श्रॉक्सीजन से मिलकर—ग्राम मैग्नीशियम श्रॉक्साइड बनाता है।

iv) रसायनिक सूत्र में मूलतत्वो के—रहते हैं।

v) जल—श्रौर—से मिलकर बनता है जो श्रायतन के श्रनुसार—श्रनुपात में श्रौर भार के श्रनुसार—श्रनुपात में होती हैं।

vi) सल्फ्यूरिक एसिड का श्रणु सूत्र—है श्रौर चूने के पत्थर (लाइम स्टोन) का—है।

10. नीचे लिखे कथनों को पूरा कीजिए:

i) जब चूने के पत्थर को गर्म किया जाता है तो—श्रौर—बनते हे।

ii) जब पोटासियम क्लोरेट को गर्म किया जाता है तो—श्रौर—निकलते हैं।

iii) जब रेड लेड को गर्म किया जाता है तो—श्रौर—बनते है।

iv) जब सिल्वर नाइट्रेट को नमक के साथ मिलाया जाता है तो—श्रौर—बनते हे।

v) जब श्रमोनियम क्लोराइड को गर्म किया जाता है तो यह—है।

vi) जब सलीन गंधक (सल्फर) श्रौर लोहे की रेतनो को मिलाया जाता है तो—बनता है।

11. इन कथनो को ठीक कीजिए :

i) परमाणु भार × सयोजकता = तुल्य भार ।

ii) 12 ग्राम मैग्नीशियम और 16 ग्राम ऑक्सीजन के सयोजन से 28 ग्राम मैग्नीशियम ऑक्साइड बनता है ।

iii) सल्फ्यूरिक एसिड का अणु भार 100 होता है ।

iv) मैग्नीशियम का तुल्य भार $= \frac{\text{मैग्नीशियम का भार}}{\text{सयुक्त ऑक्सीजन का भार}} \times 16$

v) मैग्नीशियम की संयोजकता 3 होती है ।

vi) जब 12 ग्राम मैग्नीशियम की अधिक H_2SO_2 से अभिक्रिया की जाती है तो 2 ग्राम हाइड्रोजन बनती है ।

12. बताइए कि निम्नलिखित मे से कौन से वक्तव्य ठीक है और जो गलत है उन्हें ठीक कीजिए :

i) ऑक्सीजन परमाणु का परमाणु क्रमांक 8 है और इसमे 8 न्यूट्रान होते है । ऑक्सीजन का परमाणु द्रव्यमान 8 है ।

ii) ऑक्सीजन की संयोजकता 4 है और गंधक की 2 है ।

iii) सोडियम का परमाणु द्रव्यमान 23 है, इसका परमाणु क्रमाक 11 और इसकी सयोजकता 1 है ।

iv) कार्बन का परमाणु क्रमाक 6 और इसकी सयोजकता 4 है ।

v) कैल्सियम का परमाणु क्रमांक 20 है और सयोजकता 2 है ।

13. इन कथनो को ठीक कीजिए :

i) सोडियम की सयोजकता एक है और आवर्ती तालिका मे इसका स्थान सातवें समूह में है ।

ii) क्लोरीन की संयोजकता एक है और आवर्ती तालिका के पहले समूह में इसका स्थान है ।

iii) ऐल्युमिनियम की सयोजकता 3 है और आवर्ती तालिका के तीसरे समूह में इसका स्थान है ।